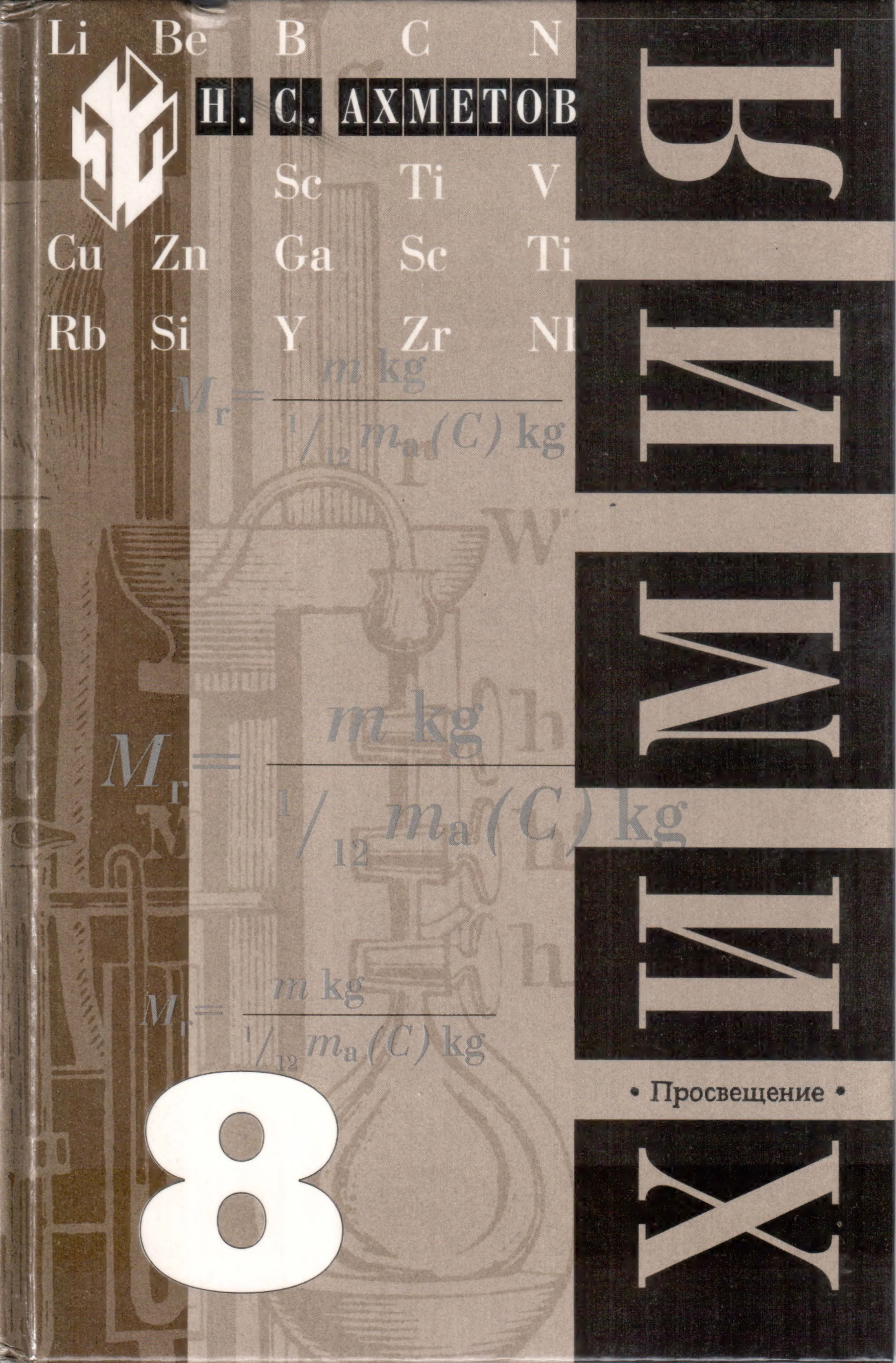

Н. С. АХМЕТОВ
ХИМИЯ
8
• Просвещение •

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ							
	а I б	а II б	а III б	а IV б	а V б	а VI б	а VII б	а VIII б
1	(H)						**H** 1 1,00794±7 $1s^1$ ВОДОРОД 1	**He** 2 4,002602±2 $1s^2$ ГЕЛИЙ 2
2	**Li** 3 6,941±2 $2s^1$ ЛИТИЙ 1 2	**Be** 4 9,01218±1 $2s^2$ БЕРИЛЛИЙ 2 2	**B** 5 10,811±5 $2s^22p^1$ БОР 3 2	**C** 6 12,011±1 $2s^22p^2$ УГЛЕРОД 4 2	**N** 7 14,0067±1 $2s^22p^3$ АЗОТ 5 2	**O** 8 15,9994±3 $2s^22p^4$ КИСЛОРОД 6 2	**F** 9 18,998403±1 $2s^22p^5$ ФТОР 7 2	**Ne** 10 20,179±1 $2s^22p^6$ НЕОН 8 2
3	**Na** 11 22,98977±1 $3s^1$ НАТРИЙ 1 8 2	**Mg** 12 24,305±1 $3s^2$ МАГНИЙ 2 8 2	**Al** 13 26,98154±1 $3s^23p^1$ АЛЮМИНИЙ 3 8 2	**Si** 14 28,0855±3 $3s^23p^2$ КРЕМНИЙ 4 8 2	**P** 15 30,97376±1 $3s^23p^3$ ФОСФОР 5 8 2	**S** 16 32,066±6 $3s^23p^4$ СЕРА 6 8 2	**Cl** 17 35,453±1 $3s^23p^5$ ХЛОР 7 8 2	**Ar** 18 39,948±1 $3s^23p^6$ АРГОН 8 8 2
4	**K** 19 39,0983±1 $4s^1$ КАЛИЙ 1 8 8 2	**Ca** 20 40,078±4 $4s^2$ КАЛЬЦИЙ 2 8 8 2	**Sc** 21 44,95591±1 $3d^14s^2$ СКАНДИЙ 2 9 8 2	**Ti** 22 47,88±3 $3d^24s^2$ ТИТАН 2 10 8 2	**V** 23 50,9415±1 $3d^34s^2$ ВАНАДИЙ 2 11 8 2	**Cr** 24 51,9961±6 $3d^54s^1$ ХРОМ 1 13 8 2	**Mn** 25 54,9380±1 $3d^54s^2$ МАРГАНЕЦ 2 13 8 2	**Fe** 26 55,847±3 $3d^64s^2$ ЖЕЛЕЗО 2 14 8 2 **Co** 27 58,9332±1 $3d^74s^2$ КОБАЛЬТ 2 15 8 2 **Ni** 28 58,69±1 $3d^84s^2$ НИКЕЛЬ 2 16 8 2
	Cu 29 63,546±3 $3d^{10}4s^1$ МЕДЬ 1 18 8 2	**Zn** 30 65,39±2 $3d^{10}4s^2$ ЦИНК 2 18 8 2	**Ga** 31 69,723±4 $4s^24p^1$ ГАЛЛИЙ 3 18 8 2	**Ge** 32 72,59±3 $4s^24p^2$ ГЕРМАНИЙ 4 18 8 2	**As** 33 74,9216±1 $4s^24p^3$ МЫШЬЯК 5 18 8 2	**Se** 34 78,96±3 $4s^24p^4$ СЕЛЕН 6 18 8 2	**Br** 35 79,904±1 $4s^24p^5$ БРОМ 7 18 8 2	**Kr** 36 83,80±1 $4s^24p^6$ КРИПТОН 8 18 8 2
5	**Rb** 37 85,4678±3 $5s^1$ РУБИДИЙ 1 8 18 8 2	**Sr** 38 87,62±1 $5s^2$ СТРОНЦИЙ 2 8 18 8 2	**Y** 39 88,9059±1 $4d^15s^2$ ИТТРИЙ 2 9 18 8 2	**Zr** 40 91,224±2 $4d^25s^2$ ЦИРКОНИЙ 2 10 18 8 2	**Nb** 41 92,9064±1 $4d^45s^1$ НИОБИЙ 1 12 18 8 2	**Mo** 42 95,94±1 $4d^55s^1$ МОЛИБДЕН 1 13 18 8 2	**Tc** 43 97,9072 $4d^55s^2$ ТЕХНЕЦИЙ 2 13 18 8 2	**Ru** 44 101,07±2 $4d^75s^1$ РУТЕНИЙ 1 15 18 8 2 **Rh** 45 102,9055±1 $4d^85s^1$ РОДИЙ 1 16 18 8 2 **Pd** 46 106,42±1 $4d^{10}5s^0$ ПАЛЛАДИЙ 0 18 18 8 2
	Ag 47 107,8682±3 $4d^{10}5s^1$ СЕРЕБРО 1 18 18 8 2	**Cd** 48 112,41±1 $4d^{10}5s^2$ КАДМИЙ 2 18 18 8 2	**In** 49 114,82±1 $5s^25p^1$ ИНДИЙ 3 18 18 8 2	**Sn** 50 118,710±7 $5s^25p^2$ ОЛОВО 4 18 18 8 2	**Sb** 51 121,75±3 $5s^25p^3$ СУРЬМА 5 18 18 8 2	**Te** 52 127,60±3 $5s^25p^4$ ТЕЛЛУР 6 18 18 8 2	**I** 53 126,9045±1 $5s^25p^5$ ИОД 7 18 18 8 2	**Xe** 54 131,29±3 $5s^25p^6$ КСЕНОН 8 18 18 8 2
6	**Cs** 55 132,9054±1 $6s^1$ ЦЕЗИЙ 1 8 18 18 8 2	**Ba** 56 137,33±1 $6s^2$ БАРИЙ 2 8 18 18 8 2	**La**★ 57 138,9055±3 $5d^16s^2$ ЛАНТАН 2 9 18 18 8 2	**Hf** 72 178,49±3 $5d^26s^2$ ГАФНИЙ 2 10 32 18 8 2	**Ta** 73 180,9479±1 $5d^36s^2$ ТАНТАЛ 2 11 32 18 8 2	**W** 74 183,85±3 $5d^46s^2$ ВОЛЬФРАМ 2 12 32 18 8 2	**Re** 75 186,207±1 $5d^56s^2$ РЕНИЙ 2 13 32 18 8 2	**Os** 76 190,2±1 $5d^66s^2$ ОСМИЙ 2 14 32 18 8 2 **Ir** 77 192,22±3 $5d^76s^2$ ИРИДИЙ 2 15 32 18 8 2 **Pt** 78 195,08±3 $5d^96s^1$ ПЛАТИНА 1 17 32 18 8 2
	Au 79 196,9665±1 $5d^{10}6s^1$ ЗОЛОТО 1 18 32 18 8 2	**Hg** 80 200,59±3 $5d^{10}6s^2$ РТУТЬ 2 18 32 18 8 2	**Tl** 81 204,383±1 $6s^26p^1$ ТАЛЛИЙ 3 18 32 18 8 2	**Pb** 82 207,2±1 $6s^26p^2$ СВИНЕЦ 4 18 32 18 8 2	**Bi** 83 208,9804±1 $6s^26p^3$ ВИСМУТ 5 18 32 18 8 2	**Po** 84 208,9824 $6s^26p^4$ ПОЛОНИЙ 6 18 32 18 8 2	**At** 85 209,9871 $6s^26p^5$ АСТАТ 7 18 32 18 8 2	**Rn** 86 222,0176 $6s^26p^6$ РАДОН 8 18 32 18 8 2
7	**Fr** 87 223,0197 $7s^1$ ФРАНЦИЙ 1 8 18 32 18 8 2	**Ra** 88 226,0254 $7s^2$ РАДИЙ 2 8 18 32 18 8 2	**Ac**★★ 89 227,0278 $6d^17s^2$ АКТИНИЙ 2 9 18 32 18 8 2	**Ku** 104 [261] $6d^27s^2$ КУРЧАТОВИЙ 2 10 32 32 18 8 2	**Ns** 105 [262] $6d^37s^2$ НИЛЬСБОРИЙ 2 11 32 32 18 8 2	106 [263] $6d^47s^2$	107 [262] $6d^57s^2$ 2 13 32 32 18 8 2	108 [265] $6d^67s^2$ 2 14 32 32 18 8 2 109 [ ] $6d^77s^2$ 2 15 32 32 18 8 2

Условные обозначения (образец ячейки): U 92 — Атомная масса: 238,0289±1; Атомный номер: 92; $5f^36d^17s^2$ — Распределение электронов по застраивающимся и ближайшим подоболочкам; 2 9 21 32 18 8 2 — Распределение электронов по оболочкам; УРАН

★ ЛАНТАНОИДЫ

Ce 58 140,12±1 $4f^15d^16s^2$ ЦЕРИЙ 2 9 19 18 8 2	**Pr** 59 140,9077±1 $4f^36s^2$ ПРАЗЕОДИМ 2 8 21 18 8 2	**Nd** 60 144,24±3 $4f^46s^2$ НЕОДИМ 2 8 22 18 8 2	**Pm** 61 144,9128 $4f^56s^2$ ПРОМЕТИЙ 2 8 23 18 8 2	**Sm** 62 150,36±3 $4f^66s^2$ САМАРИЙ 2 8 24 18 8 2	**Eu** 63 151,96±1 $4f^76s^2$ ЕВРОПИЙ 2 8 25 18 8 2	**Gd** 64 157,25±3 $4f^75d^16s^2$ ГАДОЛИНИЙ 2 9 25 18 8 2
Tb 65 …8,9254±1 $4f^96s^2$ …РБИЙ 2 8 27 18 8 2	**Dy** 66 162,50±3 $4f^{10}6s^2$ ДИСПРОЗИЙ 2 8 28 18 8 2	**Ho** 67 164,9304±1 $4f^{11}6s^2$ ГОЛЬМИЙ 2 8 29 18 8 2	**Er** 68 167,26±3 $4f^{12}6s^2$ ЭРБИЙ 2 8 30 18 8 2	**Tm** 69 168,9342±1 $4f^{13}6s^2$ ТУЛИЙ 2 8 31 18 8 2	**Yb** 70 173,04±3 $4f^{14}6s^2$ ИТТЕРБИЙ 2 8 32 18 8 2	**Lu** 71 174,967±1 $4f^{14}5d^16s^2$ ЛЮТЕЦИЙ 2 9 32 18 8 2

★★ АКТИНОИДЫ

Th 90 232,0381±1 $6d^27s^2$ ТОРИЙ 2 10 18 32 18 8 2	**Pa** 91 231,0359 $5f^26d^17s^2$ ПРОТАКТИНИЙ 2 9 20 32 18 8 2	**U** 92 238,0289±1 $5f^36d^17s^2$ УРАН 2 9 21 32 18 8 2	**Np** 93 237,0482 $5f^46d^17s^2$ НЕПТУНИЙ 2 9 22 32 18 8 2	**Pu** 94 244,0642 $5f^67s^2$ ПЛУТОНИЙ 2 8 24 32 18 8 2	**Am** 95 243,0614 $5f^77s^2$ АМЕРИЦИЙ 2 8 25 32 18 8 2	**Cm** 96 247,0703 $5f^76d^17s^2$ КЮРИЙ 2 9 25 32 18 8 2
Bk 97 …47,0703 $5f^86d^17s^2$ …РКЛИЙ 2 9 26 32 18 8 2	**Cf** 98 251,0796 $5f^{10}7s^2$ КАЛИФОРНИЙ 2 8 28 32 18 8 2	**Es** 99 252,0828 $5f^{11}7s^2$ ЭЙНШТЕЙНИЙ 2 8 29 32 18 8 2	**Fm** 100 257,0951 $5f^{12}7s^2$ ФЕРМИЙ 2 8 30 32 18 8 2	**Md** 101 258,0986 $5f^{13}7s^2$ МЕНДЕЛЕВИЙ 2 8 31 32 18 8 2	**No** 102 259,1009 $5f^{14}7s^2$ НОБЕЛИЙ 2 8 32 32 18 8 2	**Lr** 103 260,1054 $5f^{14}6d^17s^2$ ЛОУРЕНСИЙ 2 9 32 32 18 8 2

— s-элементы
— p-элементы
— d-элементы
— f-элементы

Для элементов 104—109 комиссией ИЮПАК по номенклатуре неорганической химии рекомендованы следующие названия и символы: 104 — дубний Db, 105 — жолиотий Jl, 106 — резерфордий Rf, 107 — борий Bh, 108 — ганий Hn, 109 — мейтнерий Mt.

Н. С. АХМЕТОВ



Учебник для 8 класса общеобразовательных учреждений

Рекомендовано Министерством общего и профессионального образования Российской Федерации

2-е издание, с исправлениями

МОСКВА «ПРОСВЕЩЕНИЕ» 1998

УДК 373.167.1:54
ББК 24я72
А95

Ахметов Н. С.
А95 Химия: Учеб. для 8 кл. общеобразоват. учреждений.— 2-е изд., с испр. — М.: Просвещение, 1998. — 192 с.: ил. — ISBN 5-09-008509-9.

УДК 373.167.1:54
ББК 24я72

Учебное издание

Ахметов Наиль Сибгатович

ХИМИЯ

Учебник для 8 класса общеобразовательных учреждений

Зав. редакцией *Е. К. Липкина*
Редакторы *Т. В. Литвиненко, О. В. Юрченко*
Художники *А. С. Соколов, В. А. Ульянинкова, И. Р. Обросков*
Художественный редактор *А. П. Присекина*
Технический редактор *Н. Т. Рудникова*
Корректор *О. В. Ивашкина*

Налоговая льгота — Общероссийский классификатор продукции ОК 005-93—953000. Изд. лиц. № 010001 от 10.10.96. Подписано к печати с диапозитивов 12.03.98. Формат 60×90[1]/16. Бумага офсетная № 1. Гарнитура Литературная. Печать офсетная. Усл. печ. л. 12+0,31 форз. Усл. кр.-отт. 25,31. Уч.-изд. л. 11,58+0,31 форз. Тираж 20 000 экз. Заказ № 6881.

Государственное унитарное предприятие ордена Трудового Красного Знамени издательство «Просвещение» Государственного комитета Российской Федерации по печати. 127521, Москва, 3-й проезд Марьиной рощи, 41.

Смоленский полиграфический комбинат Государственного комитета Российской Федерации по печати. 214020, Смоленск, ул. Смольянинова, 1.

ISBN 5-09-008509-9

Дорогие друзья!

Вы приступаете к изучению нового для вас школьного предмета — химии. *Химия относится к естественным наукам.* Она дает ключ к познанию многих природных явлений и разгадке «тайн» природы.

При чтении каждого параграфа книги старайтесь выявить и понять главное его содержание. Причем вдумчивое чтение сопровождайте записями в рабочей тетради, которую можно использовать и для тренировочных упражнений. Тетрадь держите «под рукой» и на уроках химии.

И чтобы работа шла еще успешнее, почаще задавайте вопросы «Почему»? и «Как?». Уроки химии — это уроки для любознательных — почемучек. Поэтому дерзайте, и вы увлечетесь одной из самых интересных наук. А пока попытайтесь уже сейчас ответить на следующие вопросы:

1. Почему в природе существует огромное многообразие веществ?
2. Почему атомы объединяются в молекулы?
3. Почему одни вещества горят, а другие нет?
4. Почему алмаз — самый твердый из всех природных веществ?
5. Почему угарный газ ядовит? А курение наносит вред организму человека?
6. Как влияют выхлопные газы автомобилей, самолетов на состояние атмосферы городов?
7. Можно ли не загрязнять отходами производств любимую нами Землю? И какова роль химии в решении экологических проблем?

Если затрудняетесь с ответом, то сделайте еще попытку в конце учебного года. При этом используйте полученные знания.

Химия имеет свой научный язык. В ней изъясняются с помощью знаков и формул. Постарайтесь побыстрее его освоить, и вы будете продвигаться вперед семимильными шагами.

Еще совет. Прочитайте сначала оглавление. Это даст вам представление о том, на какой «Олимп» вам предстоит подняться. Учебник вам поможет в этом восхождении. Прежде всего не верьте, что химия — трудный предмет. Многое вы сможете объяснить сами, так как уже знакомы с другими естественными науками:

физикой, математикой, биологией. Поэтому почти перед каждым параграфом помещаются вопросы, которые помогут вам привлечь свои знания к изучению нового. Обратите внимание на эти вопросы!

Многочисленные рисунки и схемы в учебнике не столько украшают книгу, сколько будут способствовать вашему проникновению в существо изучаемого.

В течение года вы много раз поработаете и как химики-экспериментаторы. Посмотрите в оглавление — сколько там лабораторных работ! Ведь химия — экспериментальная наука.

А вот чтобы окончательно убедиться в своих отличных химических знаниях, проделайте все упражнения, особенно заключительные, по теме.

Знания по химии очень обширны, и в небольшом учебнике всего не расскажешь. Поэтому интересуйтесь и другими книгами по химии, в которых вы найдете много интересного.

Успехов вам в изучении химии!

Профессор Н. С. Ахметов

Широко распростирает химия руки свои в дела человеческие... куда ни посмотрим, куда ни оглянемся, везде обращаются перед очами нашими успехи ее прилежания.

М. В. Ломоносов

ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ

§ 1. Химия — наука о веществах и их превращениях

Приведенные выше слова были высказаны великим ученым Михайлом Васильевичем Ломоносовым в середине XVIII в. С тех пор роль химии в развитии цивилизации неизмеримо возросла. С помощью химии из природной руды выплавляют металлы, получают сплавы. Из нефти получают бензин, пластмассы, смазочные масла, красители и многие другие вещества.

Химия — наука о веществах и их превращениях.

Осуществим химическое превращение веществ. Приготовим смесь порошка железа и серы. Если подействовать на эту смесь магнитом, то легко отделить железо от серы. Внесем эту смесь в пробирку и слегка нагреем. Смесь раскалится, и цвет ее изменится. После охлаждения содержимое пробирки измельчим. Если вновь поднести магнит к порошку, то к магниту он не притягивается. Это доказывает, что в полученном порошке металлического железа нет. Что же произошло? Для опыта мы взяли железо и серу, а получили другое вещество — сульфид железа. Свойства сульфида железа отличаются от свойств и железа, и серы.

Превращение одних веществ в другие называется химической реакцией.

В природе химические реакции протекают постоянно. За счет химических реакций существует все живое на Земле. Из курса природоведения вы знаете, что в зеленых растениях на свету происходит превращение углекислого газа и воды в органические вещества и выделяется кислород. Наоборот, в процессе дыхания органические вещества и кислород превращаются в углекислый газ. Углекислый газ образуется также при горении каменного угля, природного газа, нефти и другого топлива.

Химию относят к естественным наукам, так как она занимается изучением явлений и объектов природы. Вы будете изучать основы химической науки, чтобы лучше понять окружающий вас мир. Для этого надо изучить основные законы химии и попытаться понять, как осуществляются химические превращения и как они используются на благо человека.

Ежегодно выпускаются миллионы тонн химической продукции. Это результат самоотверженного труда целой армии

рабочих, инженеров и ученых в тысячах химических производств и научно-исследовательских учреждений.

Вы знаете, что на химических заводах производят минеральные удобрения, химические средства защиты растений от вредителей и сорняков. Их применение повышает урожайность полей.

Химия обеспечивает переработку полезных ископаемых в топливо, ядерное горючее, прочные и жаростойкие материалы для космических кораблей и ракет. Химия создает материалы для компьютерной техники.

Продукты химии широко применяют в быту. В повседневной практике вы используете изделия из искусственных волокон, искусственной кожи, пластмассы, а также лаки, краски, моющие средства и др.

Химические процессы лежат в основе получения строительных материалов — кирпича, цемента, бетона.

Химия проникает во все отрасли народного хозяйства. Поэтому, кем бы вы ни стали в будущем — агрономом или строителем, медицинским работником или геологом, космонавтом или работником сферы услуг, металлургом или создателем электронно-вычислительных машин, вам потребуется знание химии. А может быть, вы выберете сугубо химическую специальность.

Химия — развивающаяся наука. Каждый, кто посвятит себя служению этой науке, может внести свой вклад в ее развитие, разгадку тайн природы, создание новых, не существующих в природе материалов и веществ.

? 1. Что изучает химия?

2. Что происходит при химической реакции?

3. Какие вы можете привести примеры химических реакций в: а) природе; б) промышленности; в) быту?

4. Чем отличаются физические явления от химических явлений (реакций)?

5. Приведите примеры продуктов химии, которые вы используете в быту. Для этого опишите последовательно, какими предметами вы пользовались в течение хотя бы одного дня. Из чего изготовлены эти предметы, являются ли они продуктами химического производства?

6. Какие из приведенных материалов встречаются в природе, какие получают искусственно: а) стекло; б) чугун; в) бетон; г) поваренная соль; д) капрон; е) алюминий; ж) природный газ; з) сталь; и) пластмасса; к) мел; л) слюда?

7. Как вы думаете, какие знания по химии нужны: а) агроному; б) металлургу; в) строителю; г) врачу; д) создателю космических кораблей; е) машиностроителю; ж) работнику химчистки; з) кулинару; и) садоводу?

8. Прочитайте в приложении о правилах работы в химической лаборатории и технике безопасности. Составьте краткий конспект по прочитанному материалу.

9. Как вы думаете, почему химию называют наукой изобилия? О каком изобилии идет речь?

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ 1

Вещества и их свойства

Наблюдения, факты — основы любой науки. Чтобы понять их сущность, очень важно научиться наблюдать и анализировать свои наблюдения. Поскольку основу химии составляют химические превращения веществ, важно знать свойства веществ. На этом занятии вы познакомитесь с некоторыми веществами и изучите их свойства.

Не все свойства можно определить в условиях школьной химической лаборатории. Для этого нужны специальные исследования; о многих свойствах веществ можно узнать из справочников.

При выполнении опытов соблюдайте правила работы в химической лаборатории и техники безопасности.

Свои наблюдения записывайте в журнал лабораторных работ. Это поможет вам сделать выводы по проведенному эксперименту.

Получите у учителя задание и опишите свойства веществ по следующему плану:

1. В каком состоянии — газовом, жидком или твердом — находится вещество при данных условиях?
2. Какого цвета вещество?
   Имеет ли оно блеск?
3. Имеет ли вещество запах?
4. Какова твердость вещества по относительной шкале твердости? (Эти данные найдите в справочнике.)
5. Проявляет ли вещество пластичность, хрупкость, эластичность?
6. Растворяется ли вещество в воде? (В пробирке к крупинке вещества прилейте 1—2 мл воды и перемешайте. Сделайте заключение, растворяется ли вещество в воде.)
7. Какова температура плавления и температура кипения вещества? (См. справочник.)
8. Какова плотность вещества? (См. справочник.)

Результаты наблюдений покажите учителю.

? **1.** Пользуясь приведенным в тексте планом, опишите свойства: а) воды; б) графита (стержень карандаша); в) железа. На каких свойствах основано применение этих веществ? Где они применяются?

2. Какие свойства определяют применение: а) стекла; б) резины; в) бетона; г) меди; д) чугуна?

3. Почему сплавы алюминия, магния, титана называют «крылатыми»?

☐ Составьте рассказ об известных вам веществах, их свойствах, применении.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ 2

Признаки химических реакций

На данном занятии вам предстоит провести некоторые опыты и сделать выводы, на основании каких внешних признаков можно судить о протекании химической реакции.

При выполнении опытов соблюдайте правила работы в химической лаборатории и техники безопасности.

Название веществ на данном этапе изучения химии запоминать не обязательно.

Опыт 1. Кусочек карбоната кальция (мел или мрамор) положите в пробирку и к нему прилейте по каплям раствор соляной кислоты. Что вы наблюдаете? Наблюдаемое опишите в лабораторном журнале.

Опыт 2. В пробирку налейте несколько капель раствора хлорида железа (III), а затем несколько капель раствора роданида аммония. Отметьте в лабораторном журнале, какими внешними признаками сопровождается эта реакция.

Опыт 3. Несколько капель раствора сульфата натрия налейте в пробирку. Затем добавьте несколько капель раствора хлорида бария. Что вы наблюдаете? Наблюдаемое запишите в лабораторном журнале.

Опыт 4. В пробирке к нескольким каплям раствора ацетата свинца добавьте по каплям раствор иодида калия. Отметьте в лабораторном журнале, что вы наблюдали.

На основании опытов сделайте заключение, какими внешними признаками сопровождаются проведенные химические реакции.

? 1. В каких случаях речь идет о химическом превращении, в каких о физическом явлении: а) природный газ используют для получения резины; б) вода превращается в пар; в) раствор соли фильтруют; г) железо покрывается ржавчиной; д) из стекла изготовляют лабораторную посуду; е) на огне готовят пищу; ж) светится нить накаливания в электрической лампочке; з) горит свеча; и) в желудке переваривается пища; к) кровь переносит кислород?

2. На основании каких признаков вы судите о прошедших химических превращениях при: а) варке яйца; б) скисании молока; в) проявлении и закреплении фотоматериалов; г) ржавлении железа; д) старении бумаги; е) старении резины; ж) горении спички; з) порче продуктов?

§ 2. Химический элемент

По учебнику физики повторите параграфы, посвященные строению вещества. При этом обратите внимание на то, как изображены молекулы водорода, кислорода, воды.

Вам известно, что вещества состоят из атомов. На рисунке 1 приведены модели молекул некоторых веществ. Вы уже знаете, что

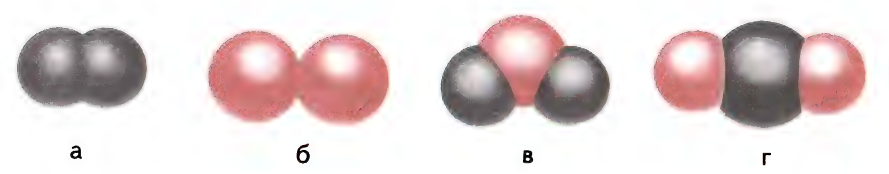


Рис. 1. Схематическое изображение молекул водорода *(а)*, кислорода *(б)*, воды *(в)*, углекислого газа *(г)*.

молекула водорода состоит из двух атомов водорода (рис. 1, *а*), а молекула кислорода — из двух атомов кислорода (рис. 1, *б*). Молекулы же воды (рис. 1, *в*) состоят из трех атомов: из одного атома кислорода и двух атомов водорода. Молекулы углекислого газа также состоят из трех атомов — из одного атома углерода и двух атомов кислорода. Атомы водорода, кислорода, углерода — это разные виды атомов.

Вид атомов принято называть химическим элементом.

В настоящее время известно 112 видов атомов, т. е. 112 химических элементов. Из сочетания атомов такого сравнительно небольшого числа химических элементов состоят известные по последним данным более двенадцати миллионов веществ.

Химические элементы обозначают *химическими знаками*, или символами. В качестве символов приняты в большинстве случаев начальные буквы латинских названий химических элементов. Например, элемент водород имеет латинское название гидрогениум (Hydrogenium), и поэтому обозначают его символом H. Элемент кислород имеет латинское название оксигениум (Oxygenium), и обозначают его буквой O. Символ химического элемента углерода C, так как его латинское название карбонеум (Carboneum). Названия других элементов и их произношение вы можете прочитать в таблице приложения.

Химические элементы приведены в таблице, которая носит название «Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева» (см. первый форзац). Из этой таблицы вы можете узнать названия и символы химических элементов. В дальнейшем вы будете неоднократно обращаться к ней для получения разнообразных сведений о химических элементах. Когда вы приобретете достаточный запас знаний, мы подробно рассмотрим вопросы, связанные с классификацией и систематизацией химических элементов.

Впервые представление о химических элементах ввел в науку Р. Бойль (середина XVII в.). Представление о том, что вещества состоят из атомов и молекул, является основой атомно-молекулярного учения. В создание атомно-молекулярного учения внесли свой вклад ученые разных стран: Р. Бойль, М. В. Ломоносов, Д. Дальтон, А. Авогадро. Имена этих ученых вы не раз встретите на страницах учебника.

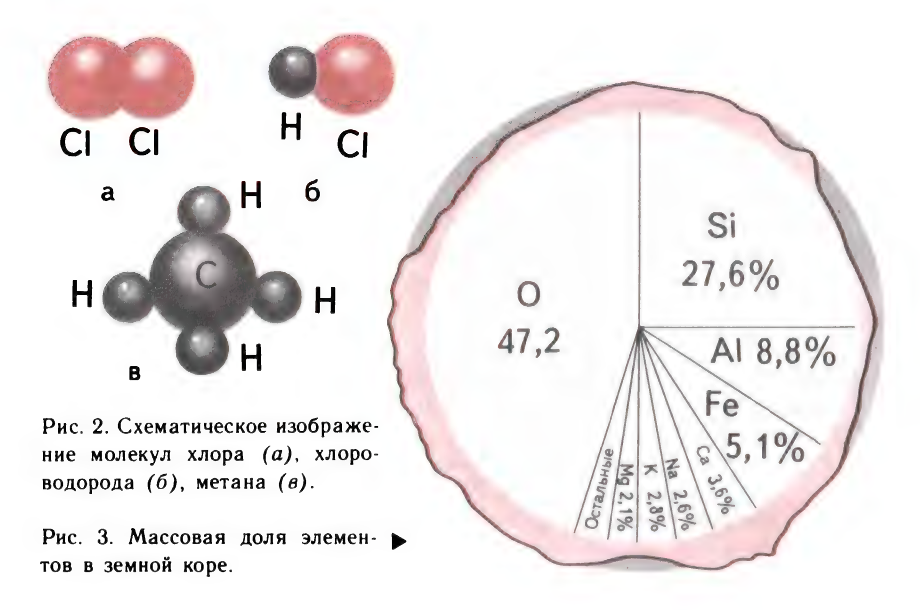


Рис. 2. Схематическое изображение молекул хлора *(а)*, хлороводорода *(б)*, метана *(в)*.

Рис. 3. Массовая доля элементов в земной коре. ▶

? 1. На рисунке 2 приведены модели молекул: а) хлора; б) хлороводорода; в) метана. Укажите число атомов в каждой молекуле. Назовите химические элементы, образующие эти вещества.

2. Нарисуйте модели молекул: а) водорода; б) кислорода; в) воды; г) углекислого газа — и обозначьте изображения атомов химическими символами, как это сделано на рисунке 2.

3. В периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева найдите химические элементы: а) водород; б) углерод; в) азот; г) кислород; д) сера; е) хлор. Приведите их символы и укажите, как они произносятся (см. приложение).

4. На рисунке 3 показано распределение химических элементов в земной коре. Какие элементы наиболее распространены в земной коре?

§ 3. Относительная атомная масса

По учебнику физики повторите материал о единице массы, массе тела, массе молекул.

В учебнике физики сказано, что современная физика располагает такими способами измерения, которые позволяют с большой точностью определять размеры и массы молекул. Так, установлено, что масса молекулы водорода равна:

0, 000 000 000 000 000 000 000 000 033 4 кг

Отсюда следует, что масса атома водорода в два раза меньше:

0,000 000 000 000 000 000 000 000 016 7 кг, т. е. $1{,}67 \cdot 10^{-27}$

или $\dfrac{1{,}67}{1\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000}$ кг

Как видим, масса молекул и атомов невообразимо мала. В химии обычно используют не абсолютные, а относительные значения масс атомов и молекул. Важнейшей характеристикой элемента является его *относительная атомная масса* A_r[1].

Относительная атомная масса элемента показывает, во сколько раз масса его атома больше 1/12 массы атома углерода[2].

$$A_r = \frac{m \text{ кг}}{{}^1/_{12} m_a(\text{C}) \text{ кг}},$$

где m — масса атома данного элемента, $m_a(\text{C})$ — масса атома углерода.

Значения относительных атомных масс химических элементов приводятся в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Обратимся к этой таблице. Относительная атомная масса химического элемента водорода равна $A_r(\text{H}) = 1{,}0079$, химического элемента кислорода равна $A_r(\text{O}) = 15{,}9994$. Обычно для расчетов используют округленные значения относительных масс. Например, для водорода равную 1, для кислорода — 16.

? 1. Пользуясь периодической системой, выпишите названия химических элементов: C, N, O, F, Mg, Al, S, Si, Cu, Fe, Ca — и их относительные атомные массы. Приведите округленные значения относительных атомных масс и сверьте их с данными таблицы приложения.

2. Какой символ и название имеет химический элемент с относительной атомной массой: а) 24; б) 23; в) 27; г) 56?

3. Какой элемент: а) C или B; б) K или Na — имеет большую относительную атомную массу? Приведите названия этих элементов.

§ 4. Химические формулы. Относительная молекулярная масса

Состав вещества принято выражать в виде химической формулы, которую записывают символами химических элементов. Число атомов в формуле записывают с помощью индекса-цифры, стоящей справа и внизу от символа. Например, химическую формулу молекулы водорода (рис. 1, *а*) записывают H_2, а молекулы воды (рис. 1, *в*) — H_2O.

Химическая формула водорода H_2 читается «аш-два» и означает, что молекула водорода состоит из двух атомов химического элемента водорода.

Химическая формула воды H_2O (читается «аш-два-о») пока-

[1] В обозначении A_r индекс r — начальная буква английского слова relative или французского relatif, что означает «относительный».

[2] Более строгое определение относительной атомной массы будет дано после изучения теории строения атома.

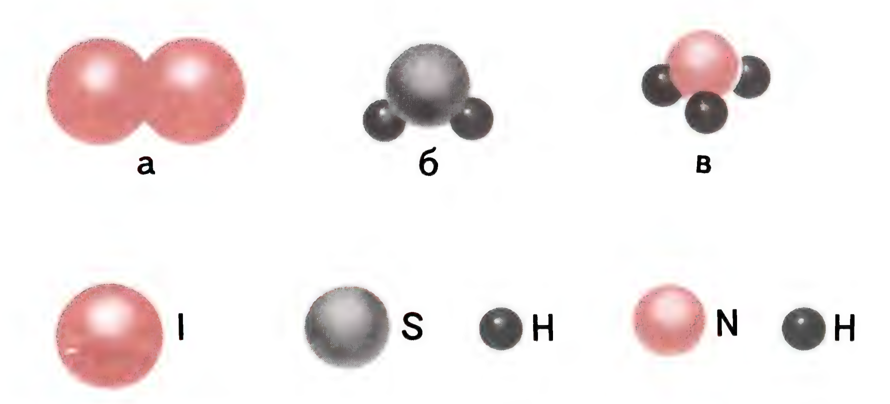


Рис. 4. Схематическое изображение молекул иода *(а)*, сероводорода *(б)*, аммиака *(в)*.

зывает, что в молекуле воды два атома водорода и один атом кислорода.

Важной характеристикой вещества является его *относительная молекулярная масса* M_r.

Относительная молекулярная масса показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше 1/12 массы атома углерода[1]**:**

$$M_r = \frac{m \text{ кг}}{{}^1/_{12} m_a(C) \text{ кг}},$$

где m — масса молекулы данного вещества, $m_a(C)$ — масса атома углерода.

Относительную молекулярную массу легко вычислить по относительным атомным массам образующих молекулу элементов с учетом индексов. Так, относительная молекулярная масса водорода H_2 составляет:

$$M_r(H_2) = 2A_r(H) = 2 \cdot 1 = 2$$

Относительная молекулярная масса воды H_2O равна сумме относительных масс двух атомов водорода и одного атома кислорода:

$$M_r(H_2O) = 2A_r(H) + A_r(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

? 1. Приведите химические формулы веществ, молекулы которых изображены на рисунках 1 и 2. Вычислите их относительную молекулярную массу.

2. Вычислите относительную молекулярную массу: а) иода; б) сероводорода; в) аммиака, модели молекул которых приведены на рисунке 4.

3. Вычислите относительную молекулярную массу: а) сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$; б) уксусной кислоты CH_3COOH; в) метана CH_4 (основная составная часть природного газа).

---

[1] Более строгое определение относительной молекулярной массы будет дано после изучения теории строения атома.

4. Исходя из значений относительной молекулярной массы, подтвердите приведенное в Физике-8 утверждение, что масса молекул кислорода в 16 раз, а воды в 9 раз больше массы молекулы водорода.

§ 5. Атомы. Молекулы. Молекулярные кристаллы

Чем различается строение твердых тел, жидкостей и газов? Если вы затрудняетесь с ответом, обратитесь к учебнику физики.

Атомы, соединяясь друг с другом, образуют молекулы. Молекулы могут состоять из разного числа атомов. Вы знаете, что молекула кислорода состоит из двух атомов и ее состав выражается формулой O_2, молекула воды состоит из трех атомов, ее формула H_2O. Молекула сахара содержит сорок пять атомов — $C_{12}H_{22}O_{11}$. Число атомов в молекуле может быть и значительно большим. Молекулы вещества имеют строго определенный состав. Так, молекулы воды (речной, дождевой, ключевой, морской) имеют состав, отвечающий формуле H_2O.

При горении, например, торфа, нефти, каменного угля, природного газа образуется углекислый газ. И независимо от природы сгоревшего вещества состав молекулы углекислого газа один и тот же — CO_2. При горении топлива различных видов образуется также вода; состав ее молекул один и тот же — H_2O.

Из курса физики вы знаете, что при изменении агрегатного состояния вещества состав его молекул не изменяется. Изменяется лишь взаимное расположение молекул (рис. 5). Твердое тело имеет кристаллическое строение (рис. 5, *а*). В нем, в отличие от жидкого и тем более газового состояния (рис. 5, *б*), молекулы расположены упорядоченно.

Кристаллы, состоящие из молекул, называются *молекулярными*.

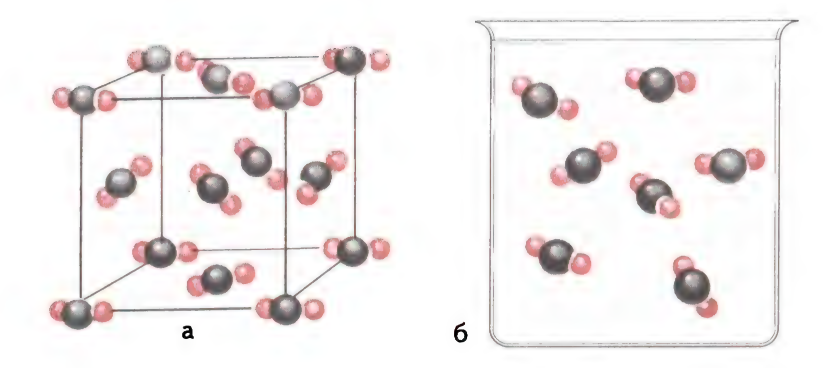


Рис. 5. Расположение молекул углекислого газа в твердом *(а)* и газовом *(б)* состоянии вещества.

Молекулы в кристалле связаны друг с другом силами межмолекулярного взаимодействия. Связи между молекулами легко разрываются при относительно низкой температуре. Поэтому вещества, состоящие из молекул, имеют относительно низкие температуры кипения и плавления. Многие из таких веществ при обычных условиях являются газами (водород, кислород, углекислый газ) или жидкостями (вода, спирт).

А насколько прочны связи между атомами, например, в молекуле воды H_2O? Для того чтобы разрушить молекулы H_2O, нужно нагреть водяной пар до очень высокой температуры (свыше 2000 °C). Следовательно, связи между атомами в молекуле H_2O очень прочные. Связи между атомами в веществе называют *химическими*. Вещества, в которых атомы соединены химическими связями, называют *химическими соединениями*.

? 1. Объясните, в чем различие расположения молекул воды относительно друг друга в газовом, жидком и твердом состояниях. Почему плотности льда (900 кг/м^3), воды (1000 кг/м^3) и водяного пара (0,590 кг/м^3) различаются? Почему при изменении агрегатного состояния воды состав ее молекул не изменяется?

2. Для хранения продуктов, в частности мороженого, часто применяют так называемый «сухой лед» — кристаллический CO_2. Чем объясняется, что при обычной температуре кусок «сухого льда» буквально на глазах исчезает? При ответе используйте рисунок 5.

3. «Сухой лед» испаряется уже при обычной температуре, а молекула CO_2 разрушается лишь при температуре выше 2500 °C. Какое объяснение вы дадите этим фактам?

4. Кроме углекислого раза, для углерода известно другое химическое соединение с кислородом, состав которого CO. Это ядовитый газ, его называют угарным газом. Почему углекислый и угарный газы отличаются по своим свойствам?

§ 6. Атомы. Атомные кристаллы

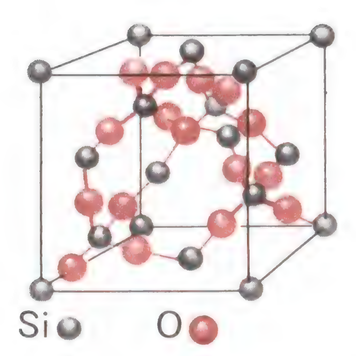
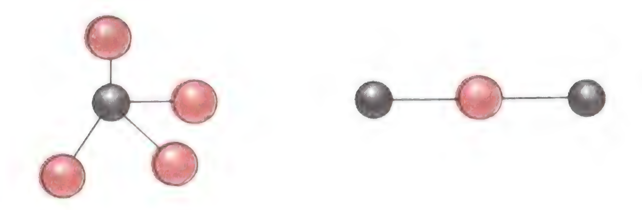


Рис. 6. Структура кристалла кварца.

Сравним свойства двух веществ — «сухого льда» и кварца. Вам знакомы эти вещества. «Сухой лед» — это углекислый газ CO_2 в твердом состоянии. Кварц SiO_2 — основная составная часть речного песка. Как резко отличаются эти вещества по своим физическим свойствам! «Сухой лед» при обычной температуре испаряется, из кристаллического состояния переходит в газовое, минуя жидкое. Кварц же тугоплавок. Чтобы перевести кварц в газовое состояние, его нужно

нагреть до очень высокой температуры (2590 °C). Почему эти два вещества с похожими химическими формулами столь резко отличаются по своим свойствам? Причина в различном их строении.

«Сухой лед» имеет молекулярные кристаллы (см. рис. 5, *а*). В кристаллах же кварца отдельных молекул нет (рис. 6). Весь кристалл представляет собой как бы единую гигантскую молекулу. Внимательно рассмотрите рисунок 6. В кристалле SiO_2 каждый атом кремния связан химическими связями с четырьмя атомами кислорода. А каждый атом кислорода связан химическими связями с двумя атомами кремния. Нагляднее всего можно представить взаимное расположение атомов кремния и кислорода в следующей схеме:



Черточки на рисунке 6 и в схеме означают химические связи. Поскольку химические связи между атомами кремния и кислорода прочные, то они разрушаются лишь при нагревании кварца до очень высокой температуры.

После ознакомления со структурой атомного кристалла на примере кристаллического кварца мы можем сделать следующие выводы. В зависимости от размера атомного кристалла число атомов в нем различается. Но структура атомных кристаллов одна и та же независимо от их размера и массы. Строение маленькой песчинки и большого кристалла одно и то же.

Химическая формула вещества, имеющего структуру атомного кристалла, выражает соотношение числа атомов элементов, образующих соединение. В случае кварца формула SiO_2 означает, что в кристаллах кварца на один атом кремния приходится два атома кислорода.

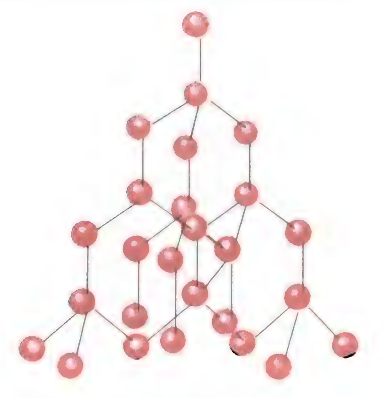


Рис. 7. Структура алмаза.

? 1. На рисунке 7 приведена структура алмаза. В нем каждый из атомов углерода связан химическими связями с четырьмя другими. Зависит ли строение кристаллов алмаза от их размера? Что вы можете сказать о температурах плавления и кипения алмаза — будут ли значения этих величин высокими или низкими?

2. При длительном хранении завернутый в марлю нафталин «исчезает». В чем причина этого? Какой тип кристалла — молекулярный или атомный — имеет нафталин? На каких свойствах нафталина основано его применение?

3. Вылепите из пластилина шаростержневые модели: а) молекулы воды; б) кристалла алмаза.

4. Что выражает химическая формула: а) молекулы; б) атомного кристалла?

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ 3

Наблюдение кристаллов под микроскопом

Кристаллы состоят из молекул, атомов или других частиц, о которых вы узнаете позднее. Независимо от природы частиц, образующих кристалл, его структура упорядочена. Поэтому кристаллы имеют определенную внешнюю форму. В этой работе вы будете получать кристаллы разных веществ и наблюдать их форму. Названия исходных и получаемых веществ, а также их формулы запоминать не обязательно.

Перед работой ознакомьтесь с инструкцией по правилам работы с микроскопом.

Опыт 1. Крупинку сахарного песка поместите на предметное стекло и рассмотрите под микроскопом. Что вы наблюдаете? Наблюдения запишите в лабораторном журнале.

Опыт 2. Аналогичный опыт проведите с крупинкой речного песка, поваренной соли и других веществ, которые вам выдал учитель. Наблюдения отметьте в лабораторном журнале.

Опыт 3. Поместите 1 каплю раствора хлорида магния $MgCl_2$ на предметное стекло. К ней прибавьте с помощью капиллярной



Рис. 8. Кристаллы $MgNH_4PO_4 \cdot 6H_2O$, выделенные из разбавленных растворов.



Рис. 9. Кристаллы $MgNH_4PO_4 \cdot 6H_2O$, выделенные из концентрированных растворов.

пипетки 1 каплю раствора хлорида аммония NH_4Cl, затем 1 каплю концентрированного раствора аммиака NH_3. Наконец, внесите в раствор кристаллик гидрофосфата натрия $Na_2HPO_4 \cdot 6H_2O$. Предметное стекло слегка нагрейте на крышке водяной бани. После охлаждения осторожно поместите его под окуляр микроскопа. Вы увидите, что кристаллы образовавшегося фосфата магния аммония $MgNH_4PO_4 \cdot 6H_2O$ имеют форму призм (рис. 8) или шестилучевых звезд (рис. 9) за счет сросшихся кристалликов. Наблюдения запишите в лабораторный журнал. Форму кристаллов зарисуйте.

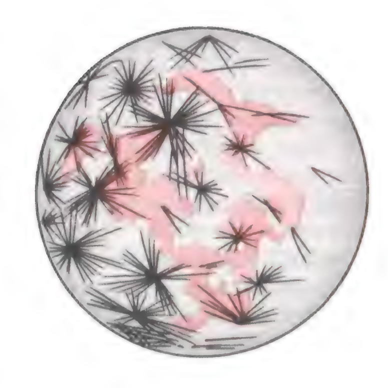


Рис. 10. Кристаллы $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (гипс).

Опыт 4. Каплю раствора хлорида кальция $CaCl_2$ поместите на предметное стекло. Затем прибавьте каплю разбавленного раствора серной кислоты H_2SO_4 и слегка упарьте на водяной бане. Под микроскопом вы увидите красивые пучки игл — кристаллы гипса $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (рис. 10). Опишите наблюдения в лабораторном журнале.

Опыт 5. Каплю раствора ацетата свинца $Pb(CH_3COO)_2$ поместите на покровное стекло. Затем добавьте 1 каплю разбавленного раствора серной кислоты H_2SO_4. Что вы наблюдаете под микроскопом? Наблюдения запишите в лабораторном журнале. Форму кристаллов зарисуйте.

§ 7. Простые вещества

Вы, наверное, обратили внимание на то, что химические соединения могут быть образованы одним химическим элементом или несколькими химическими элементами.

Химическое соединение, образованное атомами одного химического элемента, называется простым веществом.

Какие вы знаете простые вещества? Водород, кислород, железо, азот, медь, сера — все это простые вещества. Названия простых веществ обычно совпадают с названием химических элементов, атомами которых они образованы.

По свойствам простые вещества разделяют на *металлы* и *неметаллы*. Перечислите известные вам металлы. Какие их общие свойства прежде всего можно отметить? Вспомните, как выглядит железо, алюминий, свинец, олово. Они обладают металлическим блеском, почти все серебристо-белого или серого цвета. Металлы хорошо проводят электрический ток, теплоту, пластичны. Общие свойства металлов можно объяснить их сходным внутрен-

ним строением. Их атомы образуют особый тип атомных кристаллов, которые называются *металлическими кристаллами*. Об особенностях химической связи между атомами в металлических кристаллах вы узнаете в дальнейшем (см. § 39).

Вам известны также некоторые неметаллы. Это сера, фосфор, кислород, водород, азот. Неметаллы не имеют такой общности в свойствах, как металлы. При обычных условиях водород — газ, а сера — хрупкое твердое вещество. Алмаз очень твердый, но хрупок. Кислород — газ, а кремний — тугоплавкое кристаллическое вещество.

Некоторые неметаллы в твердом состоянии имеют атомные кристаллы, другие — молекулярные кристаллы. Неметаллы электрический ток практически не проводят. Все это говорит о том, что свойства неметаллов противоположны свойствам металлов.

Как записывать химические формулы простых веществ? Вы уже знаете, что химические формулы соединений молекулярного типа выражают состав молекул, например: H_2 (водород), O_2 (кислород), N_2 (азот). А как записать химическую формулу, если простое вещество представляет собой атомный кристалл? Ведь кристалл такого вещества образован огромным, к тому же переменным числом атомов. Химическую формулу подобных простых веществ записывают символом соответствующего элемента. Таким

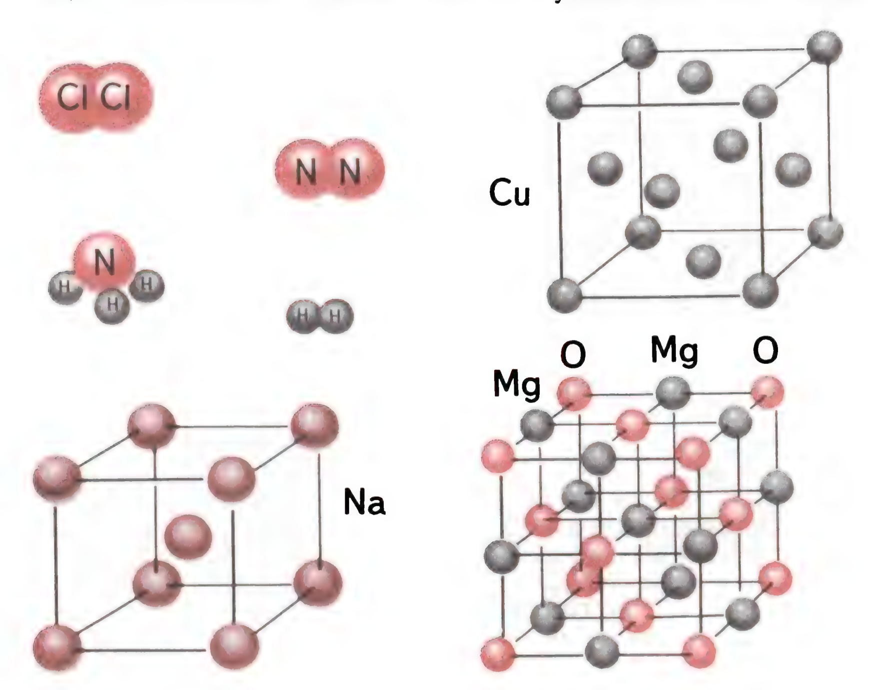


Рис. 11. Схематическое изображение некоторых молекул и кристаллов.

образом, химическая формула железа Fe, алюминия Al, кремния Si, меди Cu, алмаза C.

В периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева элементы, которые образуют простые вещества — неметаллы, сосредоточены в правой части таблицы.

? 1. На рисунке 11 найдите изображения молекул простых веществ и запишите их химические формулы.

2. Какие из приведенных в упражнении 1 простых веществ в твердом состоянии имеют: а) молекулярные кристаллы; б) атомные кристаллы? Выпишите химические формулы простых веществ, имеющих атомные кристаллы

§ 8. Сложные вещества

Сложным веществом называется химическое соединение, образованное разными химическими элементами.

Сложные вещества: вода H_2O, кварц SiO_2, углекислый газ CO_2, аммиак NH_3. Каждое из этих веществ образовано двумя химическими элементами, сахар $C_{12}H_{22}O_{11}$ образован тремя элементами.

Состав сложных веществ устанавливают на основе экспериментальных исследований. Проведем опыт по определению состава воды. Пропустим электрический ток через воду в приборе, показанном на рисунке 12. При этом образуются газы, которые собираются в трубках прибора. Обратите внимание, что в одной из трубок объем газа в два раза больше, чем в другой трубке.

При внесении тлеющей лучинки в газ, собравшийся в меньшем объеме, она вспыхивает. Значит, этот газ — кислород O_2. Другой газ при внесении зажженной лучинки загорается. Этот газ — водород H_2.

Таким образом, мы показали, что в состав воды входят два элемента — водород и кислород. Объем образовавшегося водорода в два раза больше, чем объем кислорода. Поэтому можно предположить, что число атомов водорода в молекуле воды в два раза больше, чем атомов кислорода. Тогда

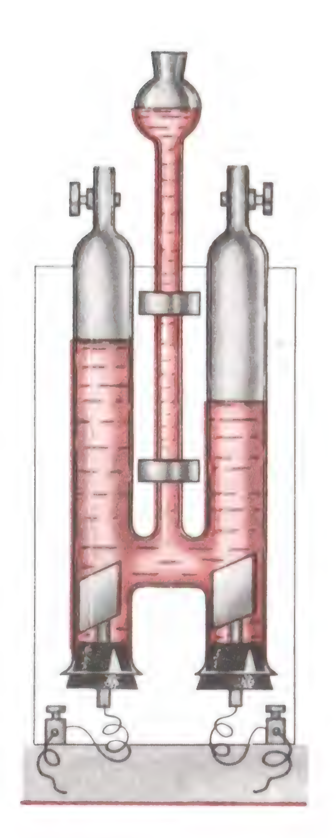


Рис. 12. Прибор для разложения воды электрическим током.

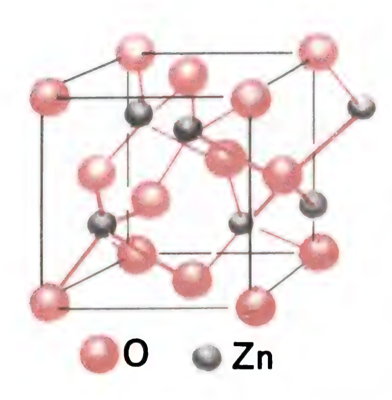


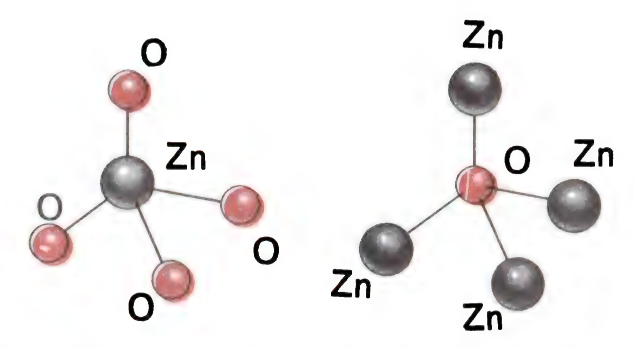
Рис. 13. Строение кристалла оксида цинка.

химическая формула воды H_2O.

Правильность этой формулы полностью согласуется с данными других исследований воды.

Таким образом, вывод формулы соединения производят на основе химического анализа. Суть его заключается в том, что изучаемое вещество подвергают разложению и устанавливают качественный и количественный состав полученных продуктов. Используя данные анализа, проводят расчеты, с примерами которых вы познакомитесь позднее.

Вы знаете, что состав вещества можно определить также исходя из его строения. Так, на основании исследований было установлено, что в кристалле оксида цинка каждый атом цинка окружен четырьмя атомами кислорода (рис. 13). В свою очередь каждый атом кислорода окружен четырьмя атомами цинка:



Таким образом, на один атом цинка приходится один атом кислорода. Химическая формула оксида цинка ZnO.

Среди химических соединений различают *неорганические* и *органические* вещества. К последним относят подавляющее большинство соединений углерода. Соединения, образованные остальными элементами, а также все простые вещества элемента углерода и некоторые его соединения относят к неорганическим соединениям. Число известных неорганических соединений составляет около 600 тыс. Они образуют литосферу (земная кора), гидросферу (океаны, моря, реки, ледники) и атмосферу Земли.

? 1. На рисунках 1, 2, 4 и 11 найдите изображения сложных веществ. Какие из них представляют собой молекулярные, а какие атомные кристаллы?

2. Составьте формулу сульфида цинка, если структура его кристалла аналогична структуре кристалла оксида цинка (рис. 13).

3. Хлороводород HCl имеет молекулярное строение, а хлорид алюминия $AlCl_3$ представляет собой кристаллическое вещество, образованное атомами. Какое из этих веществ имеет более высокую температуру плавления?

4. Почему и простые, и сложные вещества называют химическими соединениями? Подтвердите рассуждения моделями строения простых и сложных веществ.

§ 9. Моль. Молярная масса

Сформулируйте понятия: а) относительная атомная масса; б) относительная молекулярная масса.

Вы знаете, что длину тела измеряют в метрах, массу вещества — в килограммах. А как измеряют количество вещества? Для измерения количества вещества принята особая единица — *моль*.

Моль — это количество вещества, содержащее столько же частиц (атомов, молекул или других), сколько содержится атомов углерода в углероде массой 0,012 кг (12 г).

Это означает, что 1 моль железа, 1 моль меди, 1 моль серы, 1 моль углерода содержат одно и то же число атомов. Это означает, что 1 моль воды, 1 моль углекислого газа, 1 моль молекулярного водорода содержат одно и то же число молекул. И в том и в другом случае число частиц (атомов, молекул), содержащееся в одном моле, равно числу атомов в одном моле углерода.

Экспериментально установлено, что 1 моль вещества содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц (атомов, молекул):

$$N_A = \frac{6{,}02 \cdot 10^{23}}{1\ \text{моль}} = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{моль}^{-1}$$

Число N_A названо *числом Авогадро* по имени итальянского ученого XIX в. А. Авогадро.

Число Авогадро огромно. Чтобы наглядно показать, насколько оно велико, приведем следующее сравнение. Если собрать $6{,}02 \cdot 10^{23}$ шаров, радиус которых 14 см, то их суммарный объем составит примерно такой же объем, какой занимает вся наша планета Земля!

Количество вещества B обозначают n_B или $n(B)$. Для выражения взаимосвязи массы вещества $m(B)$ и его количества $n(B)$ введено понятие *молярной массы*. Молярную массу вещества $M(B)$ находят из отношения его массы $m(B)$ к соответствующему количеству вещества $n(B)$:

$$M(B) = \frac{m(B)}{n(B)}$$

Ее выражают в килограммах на моль (кг/моль) или в граммах на моль (г/моль).

Нетрудно догадаться, что числовое значение молярной массы равно относительной атомной (молекулярной) массе.

Рассмотрим примеры. Какова молярная масса углерода? Поскольку $A_r = 12$, то

$$M(C) = \frac{12\ г}{1\ моль} = 12\ г/моль$$

А какова молярная масса кислорода O_2? $M_r\ (O_2) = 32$. Тогда

$$M(O_2) = \frac{32\ г}{1\ моль} = 32\ г/моль$$

Молярную массу сложных веществ можно вычислить исходя из молярных масс образующих их химических элементов. Так, для SiO_2

$$M(SiO_2) = M(Si) + 2M(O) = 28\ г/моль + 2 \cdot 16\ г/моль = 60\ г/моль$$

Зная молярную массу, легко вычислить, какое количество вещества соответствует данной массе вещества m_B. Определим, какое количество вещества n_B соответствует 180 г кварца:

$$n(SiO_2) = \frac{m(SiO_2)}{M(SiO_2)},\ тогда$$

$$n(SiO_2) = \frac{180\ г}{60\ г/моль} = 3\ моль$$

Итак, 180 г кварца — это его масса, соответствующая количеству вещества 3 моль.

? 1. Вычислите молярную массу: а) воды; б) оксида меди CuO; в) хлорида натрия $NaCl$; г) сульфида железа FeS.

2. Какое число молекул содержится в химическом соединении количеством вещества 2 моль?

3. Сколько частиц — атомов и молекул — содержит молекулярный азот N_2 количеством вещества: а) 2 моль; б) 4 моль?

4. Масса молекулы воды $2{,}99 \cdot 10^{-26}$ кг. Какова масса воды количеством вещества 1 моль?

5. Сколько атомов H и O содержится в воде H_2O количеством вещества 1 моль?

☐ Отмерьте 18 г воды. (Это примерно четыре чайные ложки.) Сколько молекул содержится в 18 г воды?

Упражнения по выводу формулы сложного вещества

Химическую формулу вещества устанавливают на основании экспериментальных данных. Рассмотрим некоторые примеры.

Пример 1. В образце химического соединения массой 3,01 г содержится 1,65 г цинка и 0,96 г серы. Какова формула этого соединения?

Для ответа на этот вопрос надо найти отношение количества вещества цинка к количеству вещества серы. Количество вещества находим по формуле:

$$n(B) = \frac{m(B)}{M(B)}$$

Обратимся к периодической системе Д. И. Менделеева и определим молярные массы: $M(Zn) = 65$ г/моль и $M(S) = 32$ г/моль. Находим количества вещества цинка и серы в образце:

$$n(Zn) = \frac{1,65 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,03 \text{ моль}; \quad n(S) = \frac{0,96 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,03 \text{ моль}$$

Отношение найденных величин составляет

$$n(Zn) : n(S) = 0,03 \text{ моль} : 0,03 \text{ моль} = 1 \text{ моль} : 1 \text{ моль}$$

Значит, на 1 моль атомов цинка приходится 1 моль атомов серы.

Ответ: формула соединения ZnS. Это сульфид цинка.

Задание 1. Химический анализ показал, что в 160 г образца некоторого соединения содержится 128 г меди и 32 г кислорода. Какова формула соединения?

Задание 2. Выведите формулу соединения, если в 38,4 г образца этого соединения содержится 25,6 г меди и 12,8 г серы.

Задание 3. В образце некоторого соединения массой 32,5 г содержится 21,3 г хлора, остальное — железо. Какова формула этого соединения?

Задание 4. В 33 г углекислого газа содержится 9 г углерода, остальное — кислород. Выведите формулу углекислого газа.

Задание 5. Установите формулу кварца по следующим данным: в 30 г кварца содержится 14 г кремния и 16 г кислорода.

Сравните формулы кварца и углекислого газа (см. задание 4). В каком случае формула выражает истинный состав молекулы, а в каком соотношение числа атомов одного и другого элементов? Почему в отличие от углекислого газа кварц — тугоплавкое вещество?

Пример 2. Вывести формулу соединения серы с кислородом, если массовые доли серы и кислорода соответственно составляют 50%.

Определим молярные массы серы и кислорода. Для этого обратимся к периодической системе Д. И. Менделеева: $M(S) = 32$ г/моль; $M(O) = 16$ г/моль.

Из условия задачи следует, что в 100 г оксида серы содержится 50 г серы и 50 г кислорода. Установим, какому количеству вещества серы и кислорода соответствуют данные массы:

$$n(S) = \frac{50 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 1,5625 \text{ моль}; \quad n(O) = \frac{50 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 3,125 \text{ моль}$$

Отношение числа молей серы и кислорода составляет:

$$n(S) : n(O) = 1,5625 : 3,125 = 1 : 2$$

Таким образом, числа атомов серы и кислорода в оксиде серы относятся как 1 : 2.

Ответ: формула соединения SO_2.

Задание 6. Выведите формулу соединения меди, если массовые доли в нем химических элементов меди и кислорода соответственно равны 0,8 и 0,2.

Задание 7. Было найдено, что в состав аммиака входит 82,35% азота и 17,65% водорода. Установите формулу соединений по этим данным. Правильность ответа проверьте по значению относительной молекулярной массы аммиака, которая равна 17.

Задание 8. Вещество содержит 11,11% H и 88,89% O. Какое соединение имеет такой состав?

Задание 9. В одном из соединений серы с кислородом содержится 40% S и 60% O. Какова формула этого соединения?

Упражнения по составлению формул соединений

На прошлом занятии вы определяли состав соединений и выводили их формулы на основании экспериментальных данных.

Выпишем найденные вами формулы некоторых химических соединений:

$$CuO,\ CO_2,\ SO_3,\ H_2O$$

Эти вещества образованы двумя химическими элементами, один из которых элемент кислород. Обратите внимание на соотношение количества вещества одного элемента к количеству вещества другого элемента. В CuO на 1 моль атомов Cu приходится 1 моль атомов O, в CO_2 на 1 моль атомов C приходится 2 моль атомов O и т. д.

Как видим, соотношение числа молей атомов весьма простое. Указанная закономерность прослеживается в экспериментальных данных по установлению состава сложных веществ.

На основании этой закономерности можно составлять формулы химических соединений, не прибегая к данным химического анализа. Необходимо лишь произвести простейшие математические расчеты и использовать представления о *степени окисления.*

Степень окисления — это положительное или отрицательное число, которое присваивают элементу в соединении.

Если соединение состоит из двух элементов, то одному из них присваивают положительную степень окисления, а другому — отрицательную.

Укажем на некоторые правила составления формул соединений исходя из численных значений степеней окисления элементов.

В простом веществе степень окисления элемента равна 0.

В сложном веществе степень окисления водорода +1, кислорода −2.

Сумма степеней окисления всех элементов в соединении равна 0.

Составим химическую формулу воды. Поскольку степень окисления водорода +1, а кислорода −2, формула воды

$$\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$$

(Сумма степеней окисления элементов равна нулю.)

А как узнать, какой элемент в соединении проявляет положительную степень окисления, а какой — отрицательную? Для этого можно воспользоваться следующим рядом[1]:

F, O, N, Cl, Br, S, P, C, H, Si, Al, Mg, Ca, Na, Cs

В двухэлементных соединениях химический элемент, стоящий в этом ряду левее, проявляет отрицательную степень окисления, а стоящий правее — положительную степень окисления. Так, в соединении NF_3 химический элемент азот имеет положительную степень окисления +3, а фтор — отрицательную степень окисления —1. Как видим, в формуле двухэлементного соединения вначале записывается символ элемента с положительной степенью окисления, а затем символ элемента с отрицательной степенью окисления.

Пример 1. Составить формулу соединения серы с кислородом, в котором сера имеет степень окисления +4.

Поскольку степень окисления серы +4, кислорода —2, формула соединения серы с кислородом будет

$$\overset{+4}{S}\overset{-2}{O_2}$$

Ответ: формула соединения SO_2.

Задание 1. Составьте формулу соединения углерода с кислородом, если степень окисления углерода +4.

Задание 2. Какова формула соединения кремния с кислородом, если степень окисления кремния +4?

Задание 3. Какой формулой выразится состав соединения алюминия с кислородом, если алюминий проявляет степень окисления +3?

Пример 2. Определить степень окисления хлора в соединении Cl_2O_7.

Обозначим степень окисления хлора через x: $\overset{x}{Cl_2}\overset{-2}{O_7}$. Сумма положительной и отрицательной степеней окисления равна нулю, если

$$2x+7(-2)=0. \text{ Отсюда } x=\frac{14}{2}=7$$

Ответ: в Cl_2O_7 степень окисления хлора равна +7.

Задание 4. Каковы степени окисления элементов в соединениях:

а) HCl, б) $NaCl$, в) CCl_4, г) H_2S, д) CuS, е) SO_3, ж) HF, з) SF_6?

---

[1] Теоретическое обоснование этого ряда рассматривается в § 38.

Задание 5. Магний проявляет постоянное значение степени окисления. Определите ее значение в соединении MgO. Какова степень окисления серы в MgS?

Задание 6. Напишите формулы и проставьте степени окисления элементов в соединении фосфора с: а) кислородом; б) серой; в) фтором. Учтите, что в этих соединениях фосфор имеет степень окисления +5.

Упражнения по определению степеней окисления элементов по их положению в периодической системе Д. И. Менделеева

Обратимся к периодической системе элементов Д. И. Менделеева. В периодической системе химический элемент занимает строго определенное положение: он принадлежит определенному вертикальному ряду — *группе* химических элементов и горизонтальному ряду — *периоду*. В системе 8 групп и 7 периодов. Номера группы и периода, к которым принадлежит химический элемент, являются своеобразными координатами элемента в системе, и по ним можно судить о многих его свойствах.

На этом занятии мы обсудим, как определить значение степеней окисления по положению элементов в периодической системе. Элемент, как правило, проявляет разные степени окисления. Например, элемент VII группы хлор имеет степени окисления +7, +5, +3, +1, −1. Высшее положительное значение степени окисления элемента численно равно номеру группы, в которой он находится. Низшая степень окисления элемента также определяется его положением в соответствующей группе периодической системы. Низшую отрицательную степень окисления можно вычислить по формуле: $N-8$, где N — номер группы.

Возможные степени окисления для элементов 2-го и 3-го периодов приведены в таблице 1.

Таблица 1

Некоторые значения степеней окисления элементов 2-го и 3-го периодов периодической системы Д. И. Менделеева

2-й период

Группа	I	II	III	IV	V	VI	VII
Химический элемент	Li	Be	B	C	N	O	F
Высшая положительная степень окисления	+1	+2	+3	+4	+5	+2	—
Низшая отрицательная степень окисления	—	—	—	−4	−3	−2	−1

3-й период

Группа	I	II	III	IV	V	VI	VII
Химический элемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Высшая положительная степень окисления	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Низшая отрицательная степень окисления	—	—	—	−4	−3	−2	−1

Как видно из этих данных, некоторые элементы проявляют отрицательную степень окисления, другие — не проявляют. Причины этого вам станут известны по мере изучения свойств химических элементов.

Пример 1. Каковы высшая положительная и низшая отрицательная степень окисления серы?

Химический элемент сера находится в VI группе периодической системы. Следовательно, его высшая степень окисления должна быть +6. Согласно формуле $N-8$ его отрицательная степень окисления равна $6-8=-2$.

Задание 1. Каковы отрицательные степени окисления: а) хлора; б) азота; в) кислорода? Ответ сопоставьте с данными таблицы 1.

Пример 2. Какой формулой выразится состав соединения, содержащего алюминий и кислород? В ранее приведенном ряду элемент кислород расположен левее алюминия. Значит, в этом соединении алюминий имеет положительную степень окисления, а кислород — отрицательную.

Химический элемент алюминий находится в III группе периодической системы химических элементов. Поэтому его высшая степень окисления +3. Кислород — элемент VI группы. Следовательно, его отрицательная степень окисления равна $6-8=-2$.

Формула соединения $\overset{x}{Al}_m\overset{y}{O}_n$, $x=3$, $y=-2$.

Согласно $\frac{m}{n}=-\frac{y}{x}$, $\frac{m}{n}=-\frac{(-2)}{3}=\frac{2}{3}$.

Следовательно, на каждые 2 атома Al приходится 3 атома O.

Ответ: формула соединения Al_2O_3, это оксид алюминия.

Задание 2. Составьте формулы соединений: а) магния с хлором; б) магния с серой; в) магния с кислородом.

Задание 3. Каков состав соединений серы с кислородом и серы с водородом, если в одном из соединений сера имеет высшую степень окисления, а в другом — низшую?

Задание 4. Составьте формулы соединений элементов 3-го периода с кислородом.

Задание 5. На основании данных таблицы 1 составьте формулы соединений элементов V группы — азота и фосфора с кислородом.

§ 10. Двухэлементные соединения

Приведите примеры: а) простых веществ; б) сложных веществ.

При изучении природоведения, ботаники, физики, биологии, химии вам встречалось большое число химических соединений. Очевидно, вы задумались, как классифицируют химические соединения и как дают им названия. Классификация и номенклатура химических элементов и их соединений — важная проблема науки. Как решается эта проблема, вы будете знакомиться на всем протяжении изучения химии.

Вам известно, что химические соединения делятся на простые и сложные, а простые вещества — одноэлементные соединения, в свою очередь, делятся на металлы и неметаллы.

Рассмотрим, какие типы соединений образуются сочетанием двух элементов. Выпишем некоторые известные вам соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород:

$$MgO,\ Al_2O_3,\ CO_2,\ SiO_2,\ P_2O_5$$

Эти соединения — оксиды. От латинского названия химического элемента кислорода Oxygenium (оксигениум). В оксидах химический элемент кислород имеет отрицательную степень окисления -2.

А как будут называться двухэлементные соединения, в которых отрицательную степень окисления -2 имеет сера? Латинское название серы Sulfur (сульфур), а соединения называются *сульфидами*. Вот некоторые примеры сульфидов:

$$MgS,\ Al_2S_3,\ CS_2,\ SiS_2,\ P_2S_5$$

А вот еще ряд двухэлементных соединений:

$$MgCl_2,\ AlCl_3,\ CCl_4,\ SiCl_4,\ PCl_5$$

В их состав входит химический элемент хлор, степень окисления которого -1. Эти соединения называются *хлоридами*.

К *фторидам* относятся:

$$MgF_2,\ AlF_3,\ CF_4,\ SiF_4,\ PF_5$$

Один и тот же элемент может проявлять разные степени окисления и образовывать несколько оксидов, несколько сульфидов, несколько хлоридов и т. д. Чтобы их различить, при написании названия соединения указывается в скобках его степень окисления. Например, для железа известны:
оксиды: FeO — оксид железа (II), Fe_2O_3 — оксид железа (III);
хлориды: $FeCl_2$ — хлорид железа (II), $FeCl_3$ — хлорид железа (III).

Внимательно рассмотрите выданные вам образцы оксидов, сульфидов и хлоридов. Опишите их внешний вид и заполните таблицу 2.

Таблица 2

Характеристика соединений

Название соединения	Состав соединения	Агрегатное состояние	Цвет

Двухэлементные соединения широко распространены в природе. Они входят в состав многих полезных ископаемых, руд черных и цветных металлов. Так, в состав известных вам из курса природоведения *магнитного, красного* и *бурого железняка* в основном входят оксиды железа. Из этих руд выплавляют чугун и сталь.

В руду, которая называется *свинцовый блеск*, в основном входит сульфид свинца (II) PbS, а в *цинковую обманку* — сульфид цинка (II) ZnS. Нерудное полезное ископаемое *каменная соль* (поваренная соль) не что иное, как хлорид натрия $NaCl$, который широко применяют в технике (получение соды, хлора и др.). Использование его в быту вам хорошо известно. Оксид кремния (IV) SiO_2 — основной компонент кварцевого (речного) песка, применяется в производстве стекла, цемента, бетона.

? 1. Сравните состав оксида и сульфида, образованных одним и тем же химическим элементом. В чем проявляется сходство в их химических формулах?

2. Дайте химическое название: а) углекислому газу CO_2; б) угарному газу CO.

3. Укажите степени окисления элементов и дайте названия соединениям: $CaCl_2$, CaO, CaF_2, CaS, Ca_3N_2.

4. Напишите формулы: а) хлорида алюминия; б) фторида алюминия; в) оксида алюминия; г) сульфида алюминия, если степень окисления алюминия равна $+3$.

5. Составьте формулы: а) оксида хлора (VII); б) оксида серы (VI); в) оксида серы (IV); г) оксида фосфора (V); д) оксида фосфора (III).

6. Каковы формулы и названия соединений железа (II) и железа (III) с: а) кислородом; б) серой; в) фтором; г) хлором?

Упражнения по определению массовых долей элементов в соединении

На данном занятии рассмотрим, как по формуле вещества можно вычислить массовые доли элементов, и проведем некоторые расчеты, которые применяют на практике.

Массовая доля элемента находится из отношения массы элемента к массе вещества, в которое он входит. Для вещества соста-

ва АВ массовые доли w химических элементов А и В находят из отношений:

$$w(\text{A}) = \frac{m(\text{A})}{m(\text{AB})}; \quad w(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{m(\text{AB})}$$

Пример 1. Вычислить массовые доли элементов в воде H_2O.

Молярная масса воды H_2O равна 18 г/моль. Следовательно, 1 моль H_2O соответствует масса 18 г: кислорода — 16 г, водорода — 2 г. Тогда массовые доли элементов равны:

$$w(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{16}{18} = 0{,}89, \text{ или } 89\%$$

$$w(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2}{18} = 0{,}11, \text{ или } 11\%$$

Ответ: в воде массовая доля водорода 11%, кислорода 89%.

Задание 1. Вычислите массовую долю элементов в: а) оксиде кремния (IV) SiO_2; б) оксиде углерода (IV) CO_2; в) хлороводороде HCl.

Задание 2. По формуле глюкозы $C_6H_{12}O_6$ определите ее молярную массу и массовые доли элементов в ней. (Глюкоза — один из видов сахаров, содержится в меде и фруктах. Она необходима живому организму как источник энергии и легко усваивается им.)

Пример 2. Химический анализ показал, что в цинковой руде массовая доля сульфида цинка ZnS составляет 38,8%. Сколько килограммов цинка можно было бы получить из 1 т руды?

Из условия задачи следует, что в 1 т руды содержится 388 кг сульфида цинка. Согласно относительным атомным массам элементов $M(\text{Zn}) = 65$ г/моль, $M(\text{S}) = 32$ г/моль, а $M(\text{ZnS}) = 97$ г/моль. Составим пропорцию:

$$\frac{m(\text{Zn})}{m(\text{ZnS})} = \frac{M(\text{Zn})}{M(\text{ZnS})}, \text{ отсюда}$$

$$m(\text{Zn}) = \frac{m(\text{ZnS}) \cdot M(\text{Zn})}{M(\text{ZnS})}$$

$$m(\text{Zn}) = \frac{388 \text{ кг ZnS} \cdot 65 \text{ г/моль Zn}}{97 \text{ г/моль}} = 260 \text{ кг Zn}$$

Ответ: из 1 т руды теоретически (без производственных потерь) можно получить 260 кг цинка.

Задание 3. Кадмий встречается в природе в виде сульфида CdS. Сколько килограммов кадмия теоретически можно получить из 1 т руды, если содержание CdS в ней составляет 49,2%?

Задание 4. В природе встречаются различные по составу руды меди. В одной руде содержится сульфид меди (I) Cu_2S, в другой — оксид меди (I) Cu_2O. Какая из этих руд богаче медью, если массовая доля Cu_2S и Cu_2O в рудах одинакова?

§ 11. Смеси веществ. Растворы

В природе химические соединения в индивидуальном состоянии практически не встречаются. Они находятся в виде смеси друг с другом, в виде водных растворов.

Чаще всего в смеси по внешнему виду отдельные вещества различить не удается. Так, мы не видим, что воздух — это смесь азота, кислорода, углекислого газа и некоторых других газов. По внешнему виду нельзя обнаружить, что молоко — смесь разных веществ, а все окружающие нас металлические предметы сделаны из сплавов, а не из чистых металлов. Невозможно по внешним признакам различить воду и водный раствор соли, сахара.

Химические соединения характеризуются строго определенными свойствами. Так, температура кипения воды (при давлении 101,3 кПа) равна 100 °С, а плавления 0 °С. Вода же природных источников (дождевая, родниковая, морская) содержит растворенные вещества. Поэтому температура плавления и кипения различных видов природной воды неодинакова и зависит от содержания в ней растворенных веществ. Например, температура замерзания океанской воды составляет —1,9 °С.

Вам известно, что алюминий — пластичный металл. А ведь в прошлом веке считали, что алюминий трудно вытянуть в проволоку и прокатать в тонкие листы. Как оказалось, в то время имели дело не с чистым металлом, а с загрязненным примесями. Раньше хром, титан, вольфрам относили к хрупким металлам. Но когда удалось получить их с содержанием примесей не более 10^{-5}%, была обнаружена их пластичность. Все эти примеры говорят о том, что для выяснения свойств химических соединений их нужно получить в чистом виде.

Для того чтобы выделить химическое соединение из смеси и растворов, применяют разные способы. Все они основаны на использовании различий в свойствах веществ. Так, железо, проявляя магнитные свойства, легко отделяется от веществ, не обладающих такими свойствами.

Легко разделить вещества, используя их разные значения плотностей. А смесь порошков железа и серы можно разделить, используя разную смачиваемость их водой. Если такую смесь внести в воду, то порошок железа оседает на дно сосуда, а не смачиваемый водой порошок серы всплывает.

На различии температур кипения веществ основан *метод дистилляции*. Этим способом получают дистиллированную воду, т. е. воду, освобожденную от растворенных в ней веществ. Для этого природную воду переводят в пар. Пар охлаждают и снова превращают в воду. Растворенные же в воде вещества, имеющие более высокие, чем вода, температуры кипения, в пар не превращаются. Более подробно с методом дистилляции и получением дистиллированной воды вы познакомитесь на лабораторном занятии.

Поваренная соль, употребляемая в пищу, не похожа на соль, добываемую в природе. Природная соль бурого цвета, горькая на вкус. Для ее очистки используют *метод перекристаллизации*. Его сущность заключается в том, что природную соль помещают в воду. При этом поваренная соль растворяется, а глина и другие примеси остаются в осадке. Осадок и раствор разделяют фильтрованием. Кристаллы соли при выпаривании выделяются из раствора.

Вещества, применяемые для научных исследований в технике, в повседневной жизни могут иметь различную степень чистоты. Вы знаете, что имеются разные сорта поваренной соли, отличающиеся степенью очистки. Так, столовая соль по чистоте отличается от соли, которую используют для засолки овощей. А применяемая в химическом анализе поваренная соль должна иметь еще более высокую чистоту, чем столовая соль.

Не нужно думать, что примеси всегда придают веществу нежелательные свойства. Например, сплавы алюминия с магнием, кремнием отличаются прочностью и твердостью, которыми не обладает чистый алюминий. Эти сплавы применяют в самолетостроении.

В настоящее время получают так называемые особо чистые вещества, которые содержат не более 10^{-6}—10^{-10}% примесей. Для получения веществ такой степени чистоты применяют специальные методы. Особо чистые вещества играют важную роль в атомной энергетике, полупроводниковой промышленности, стекловолоконной оптике.

Следует отметить, что само понятие «чистое вещество» не является чем-то неизменным. В начале века чистыми веществами считались вещества, содержащие 0,1% примесей постороннего вещества. Сегодня в атомной и полупроводниковой промышленности требуются вещества с содержанием других веществ не более 10^{-6}—10^{-10}%. Содержание 10^{-10}% примесей означает, что на 100 миллиардов атомов данного вещества приходится всего 1 атом примеси!

Чистое вещество не только трудно получить, но и сохранить в таком виде. Вещество, тщательно очищенное и изолированное от воздуха, испытывает воздействие космических лучей, и через какой-то промежуток времени в нем появляются чужеродные атомы.

Очистка веществ и их получение со строго определенным соотношением массовых долей химических соединений — важная проблема химии.

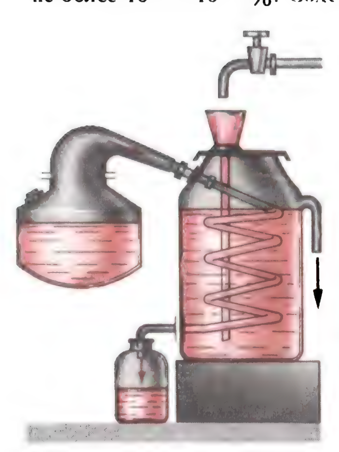


Рис. 14. Перегонный куб.

? 1. Какие методы очистки и разделения веществ вам известны? На чем они основаны? Приведите примеры из курса природоведения, химии, физики, ботаники.

2. По рисунку 14 объясните, каков принцип действия перегонного куба для получения дистиллированной воды.

3. Селеновый проводник содержит 99,999999% селена. Какое число атомов селена и примесей содержится в 1 г образца? Относительную атомную массу примесей примите равной относительной атомной массе селена.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ 4

Очистка жидкостей перегонкой

Прежде чем приступить к работе, ответьте на вопросы: **1.** Какие вещества можно очистить перегонкой (дистилляцией)? **2.** В каких приборах осуществляют перегонку и каков принцип их действия?

Лабораторный прибор для разделения (очистки) веществ методом перегонки (рис. 15) состоит из колбы, холодильника и приемника. В колбе кипятят жидкость, которую необходимо очистить от примесей. Холодильник состоит из двух вставленных одна в другую трубок. Образующиеся при кипячении содержимого колбы пары поступают во внутреннюю трубку холодильника. По его наружной трубке навстречу парам движется холодная вода. Образовавшаяся во внутренней трубке жидкость стекает в приемник.

Вы будете перегонять водопроводную воду. В колбу на $^1/_3$ налейте водопроводной воды. Поставьте колбу на сетку и закрепите

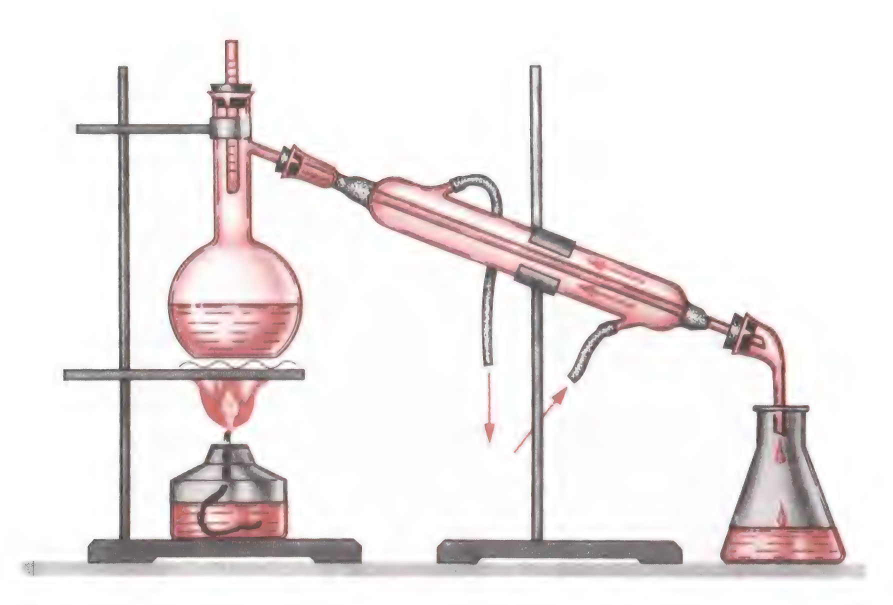


Рис. 15. Прибор для перегонки жидкостей.

в штативе. Колбу закройте пробкой со вставленным в нее термометром. Соедините колбу с холодильником посредством пробки, как это показано на рисунке 15. Холодильник закрепите в штативе. Нижний отвод холодильника соедините резиновой трубкой с водопроводным краном. На верхний отвод наденьте резиновую трубку, которую опустите в раковину. Под аллонж поставьте колбу-приемник. Начните нагревание колбы с помощью газовой горелки (спиртовки). В холодильник несильной струей пустите воду. (Следите, чтобы холодильник всегда был заполнен водой. Иначе внутренняя трубка может лопнуть.) Перегонку прекратите, когда вода выкипит на $^2/_3$.

Сравните содержание примесей в водопроводной и перегнанной воде. Для этого на часовое стекло нанесите каплю водопроводной воды, зажмите стекло щипцами и осторожно нагрейте его на пламени горелки (спиртовки). Таким же путем исследуйте дистиллированную воду. Сравните результаты испарения водопроводной и перегнанной воды.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ 5

Разделение веществ перекристаллизацией

1. Какие вещества можно разделить методом перекристаллизации?
2. Предложите ход эксперимента по разделению веществ перекристаллизацией.
3. Как приготовляют фильтр (рис. 16)? Как пользуются промывалкой (рис. 17) и осуществляют фильтрование (рис. 18)?

В данной работе вы будете очищать техническую поваренную соль от примесей.

При выполнении работы вы проведете следующие операции: растворение вещества, фильтрование раствора, выпаривание раствора, кристаллизация вещества из раствора.

Для проведения работы необходимо иметь: два химических

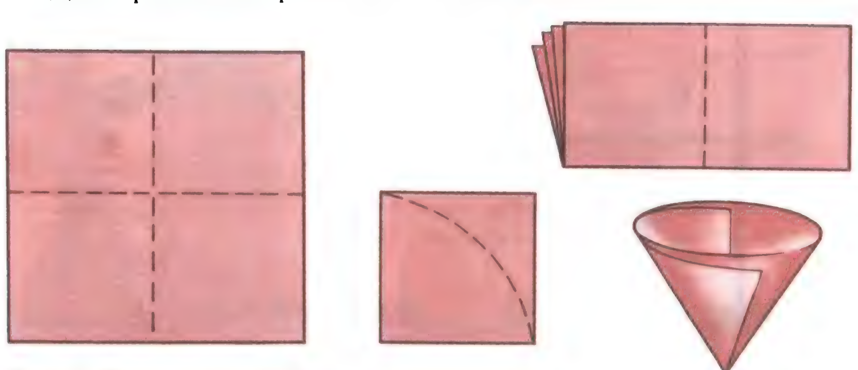


Рис. 16. Приготовление фильтра.

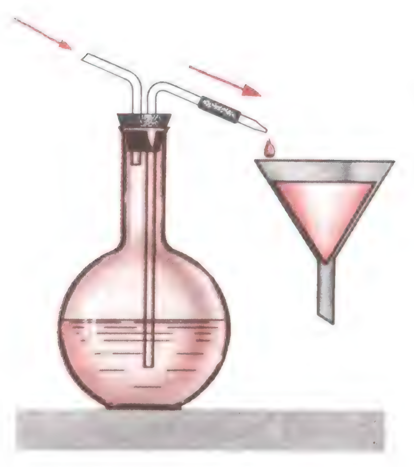


Рис. 17. Прием пользования промывалкой.



Рис. 18. Фильтрование.

стакана емкостью 50 мл, стеклянную воронку и стеклянную палочку, промывалку, фарфоровую чашку, штатив, сетку и горелку (спиртовку), фильтровальную бумагу для приготовления фильтра.

В химический стакан на $^1/_3$ налейте воды. Внесите небольшими порциями техническую поваренную соль при перемешивании стеклянной палочкой. Соль добавляйте до тех пор, пока она не перестанет растворяться.

Приготовьте фильтр (рис. 16). Его края не должны доходить до края воронки на 0,5 см. Полученный раствор соли отфильтруйте. Для этого вставьте фильтр в воронку и для плотного прилегания его к воронке смочите водой из промывалки (рис. 17). При фильтровании следите, чтобы оттянутый носик воронки ка-



Рис. 19. Выпаривание раствора.

сался внутренней стенки стакана. Фильтруемый раствор следует переливать в воронку осторожно порциями по стеклянной палочке, коснувшись носиком стакана (рис. 18). Следите, чтобы раствор не разбрызгивался и уровень раствора не доходил до края фильтра, иначе раствор может просочиться между стенкой воронки и фильтром. Не касайтесь палочкой фильтра, его легко проткнуть.

Отфильтрованный раствор (фильтрат) перелейте в фарфоровую чашку для выпаривания. Чашку с раствором поместите на кольцо штатива (рис. 19) и нагрейте раствор. Выпаривание раствора прекратите, когда на стенках чашки появятся кристаллы. По охлаждении чашки выпавшие кристаллы соли отделите от раствора.

Сравните внешний вид технической и перекристаллизованной поваренной соли.

Упражнения по нахождению массовой доли растворенного вещества в растворе

Существуют разные способы выражения содержания растворенного вещества в растворе.

Отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора называют массовой долей растворенного вещества.

Массовую долю выражают в долях единицы или в процентах.

Пример 1. В 450 г воды растворили 50 г хлорида натрия. Вычислить массовую долю хлорида натрия в полученном растворе.

Общая масса раствора составляет 450 г + 50 г = 500 г. Находим массовую долю соли:

$$w(NaCl) = \frac{50\ г}{500\ г} = 0{,}1, \text{ или } 10\%$$

Ответ: массовая доля NaCl в растворе 10%.

Задание 1. В 250 мл воды растворили 50 г соли. Какова массовая доля соли в полученном растворе?

Задание 2. Сколько потребуется хлорида калия (в г) и воды (в мл) для приготовления раствора массой 120 г, в котором массовая доля KCl равна 52%?

Задание 3. Сколько нужно взять иода для приготовления спиртового раствора массой 50 г, в котором массовая доля иода 5%? Такой раствор применяется для обеззараживания ран.

Задание 4. Для борьбы с болезнями растений, особенно плодовых деревьев и виноградников, применяют раствор медного купороса. Обычно растворяют 150 г соли на ведро воды (около 8 л). Какова массовая доля соли в полученном растворе? Сколько воды и соли содержится в 500 г этого раствора?

Пример 2. Сколько надо взять хлорида калия KCl для приготовления 0,5 л раствора с массовой долей KCl 16%? Плотность такого раствора 1,1 г/см^3 ($\rho = 1{,}1$ г/мл).

Определим массу раствора, который необходимо приготовить:

$$m = V \cdot \rho = 500 \text{ мл} \cdot 1{,}1 \text{ г/мл} = 550 \text{ г}$$

Поскольку массовая доля KCl в растворе 16%, масса его составляет:

$$550 \text{ г} \cdot 0{,}16 = 88 \text{ г}$$

Ответ: для приготовления раствора надо взять 88 г KCl.

Пример 3. К 400 мл раствора с массовой долей хлорида кальция $CaCl_2$ 40% ($\rho = 1{,}396$ г/мл) прилили 150 мл воды. Определить массовую долю $CaCl_2$ в полученном растворе.

Определим массу 400 мл исходного раствора:

$$m = V \cdot \rho = 400 \text{ мл} \cdot 1{,}396 \text{ г/мл} = 558{,}4 \text{ г}$$

Поскольку в 558,4 г раствора массовая доля $CaCl_2$ составляет 40%, масса $CaCl_2$ равна:

$$558{,}4 \cdot 0{,}4 = 223{,}36 \text{ г}$$

Так как плотность воды равна 1,0 г/мл, то масса добавленной воды составляет 150 г. Таким образом, масса раствора после добавления воды равна:

$$558{,}4 \text{ г} + 150 \text{ г} = 708{,}4 \text{ г}$$

Массовая доля хлорида кальция в полученном растворе составляет:

$$w(CaCl_2) = \frac{223{,}4 \text{ г}}{708{,}4 \text{ г}} = 0{,}31, \text{ или } 31\%$$

Ответ: в полученном растворе массовая доля $CaCl_2$ составляет 31%.

Задание 5. Сколько граммов хлорида натрия необходимо добавить к 450 г раствора с массовой долей хлорида натрия 8% для получения раствора с массовой долей хлорида натрия 12%?

Задание 6. Сколько воды нужно добавить к 40 мл раствора хлорида натрия ($\rho = 1{,}197$ г/мл), чтобы получить его 20%-ный раствор?

Задание 7. Для приготовления сиропа для компота из ягод 1,5 кг сахара растворяют в 1 л воды. Какова массовая доля сахара в полученном сиропе?

Задание 8. При квашении капусты используют раствор 400 г поваренной соли в 1 л воды. Какова массовая доля поваренной соли в этом растворе?

Задание 9. Различают растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые соединения (см. приложение). Выразите эту классификацию в массовых долях растворенного вещества.

□ Приготовьте раствор удобрений для комнатных растений, в котором массовая доля удобрений составляет 2%. Раствор используйте для подкормки комнатных растений.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ 6

Приготовление раствора и измерение его плотности



Рис. 20. Ареометр.

1. С помощью какого прибора измеряют плотность раствора? На каком законе основано его действие? 2. По справочнику найдите массовую долю растворенного вещества в растворе поваренной соли, плотность которого равна: а) 1,06 г/мл; б) 1,08 г/мл; в) 1,10 г/мл.

На данном занятии вам предстоит приготовить раствор с заданной массовой долей растворенного вещества и измерить его плотность.

Сначала вы сделаете расчет и, после того как его покажете учителю, приступите к эксперименту. Плотность раствора вы измерите ареометром.

Ареометр — это прибор для измерения плотности жидкостей. Его действие основано на законе Архимеда. Как видно из рисунка 20, ареометр представляет собой поплавок с грузом внизу и делениями в верхней части. Плотность жидкости оценивается по глубине погружения ареометра в жидкость. По значению плотности раствора в специальных таблицах можно узнать содержание растворенного вещества в растворе.

1. Измерение плотности раствора ареометром

Получите у учителя испытуемый раствор и налейте его в мерный цилиндр. В раствор осторожно опустите ареометр. Отметьте по шкале показания. Во время наблюдения ареометр не должен касаться стенок цилиндра. Приподняв на 1—2 см ареометр, вновь опустите его в раствор и еще раз определите показания. Раствор вылейте обратно в склянку. Ареометр вымойте. Результаты измерения плотности покажите учителю.

2. Приготовление раствора и измерение его плотности

Исследования вы будете проводить группой в несколько учеников. Каждый из вас приготовит раствор с одной из заданных массовых долей поваренной соли: 5%, 10%, 15%, 20%, 25%.

Отмерьте поваренную соль и внесите ее в стакан. Туда же прилейте воду найденного объема. Содержимое стакана хорошо перемешайте. После того как вещество растворилось, определите плотность раствора ареометром. Значение плотности раствора и отвечающее ему содержание растворенного вещества запишите.

По результатам эксперимента вашей группы учащихся установите закономерность и составьте таблицу 3 в соответствии с этой закономерностью.

Таблица 3

Плотность растворов и массовая доля растворенного вещества

Плотность раствора	Массовая доля растворенного вещества (в %)

Данные таблицы 3 сопоставьте со справочными данными.

§ 12. Закон сохранения массы веществ

Закон сохранения массы веществ гласит:

Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, получившихся в результате реакции.

Этот закон открыт М. В. Ломоносовым (1748 г.), в общем виде сформулирован А. Лавуазье (1789 г.).

Продемонстрируем опыт. Уравновесим весы, на одну чашку которых поставлена закрытая пробкой колба со стеариновой свечой (рис. 21). Свечу зажжем, колбу снова закроем пробкой. Свеча некоторое время горит, а затем горение прекращается. Во время горения свечи равновесие весов сохраняется. Следовательно, масса колбы с исходными веществами равна массе колбы с про-

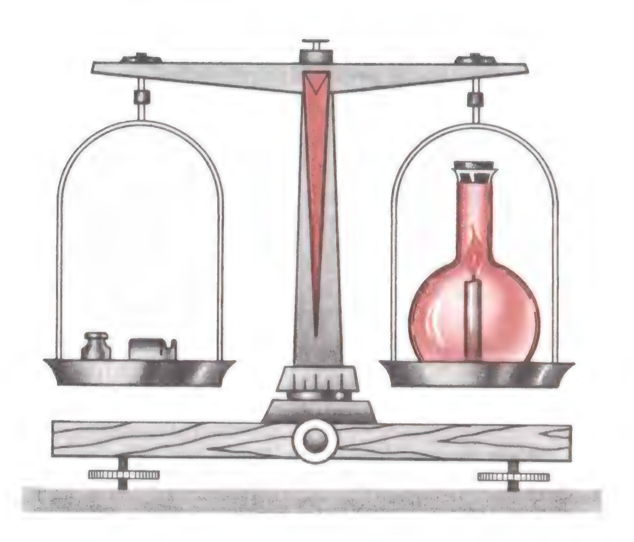


Рис. 21. Демонстрация закона сохранения массы веществ.

дуктами реакции. Мы знаем, что при горении стеариновой свечи происходит взаимодействие стеарина с кислородом. Использованный в реакции кислород вошел в состав продуктов горения стеарина.

Закон сохранения массы веществ сыграл значительную роль в становлении атомно-молекулярного учения. Поскольку при химической реакции масса системы[1] не изменяется, в химических реакциях не происходит образования или разрушения атомов. Это утверждение проиллюстрируем следующим примером.

При горении метана — основной части природного газа — образуется углекислый газ и пары воды. Эту реакцию изобразим в виде схемы:

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$$

В результате реакции происходит перераспределение атомов, но их число не изменяется. (Проверьте по схеме.) Под изображением молекул указаны их химические формулы. Заменим в схеме изображения молекул их формулами:

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$$

Приведенная запись называется *химическим уравнением*. Числа, стоящие перед формулами, называются *коэффициентами*. Они обозначают количественные соотношения вступивших в реакцию и полученных в результате реакции веществ.

В данном случае из уравнения реакции видно, что в реакцию вступают 1 моль CH_4 и 2 моль O_2. В результате реакции образуются 1 моль CO_2 и 2 моль H_2O.

Химическое уравнение показывает, что в исходных веществах и продуктах содержится одинаковое число молей атомов данного элемента в соответствии с законом сохранения массы веществ:

CH_4	+	$2O_2$	=	CO_2	+	$2H_2O$
1 моль C		4 моль O		1 моль C		4 моль H
4 моль H				2 моль O		2 моль O

В левой и правой частях уравнения реакции записано: 1 моль атомов C, 4 моль атомов H, 4 моль атомов O.

? 1. В чем заключается сущность химической реакции? Для обоснования ответа используйте схему, приведенную на рисунке 22.

---

[1] Под системой понимают вещество или совокупность веществ (частиц).

2. Составьте уравнение реакций железа с серой с образованием сульфида железа (II) FeS. Какова масса продукта, если в реакцию вступило: а) 56 г железа и 32 г серы; б) 28 г железа и 16 г серы; в) 112 г железа и 64 г серы?

3. Какой массы получится продукт при нагревании 28 г железа и 32 г серы? Какое из веществ — железо или сера — были взяты в избытке?

4. Сохранится ли равновесие весов, если открыть колбу с горящей свечой (при этом пробку оставить на чаше весов)?

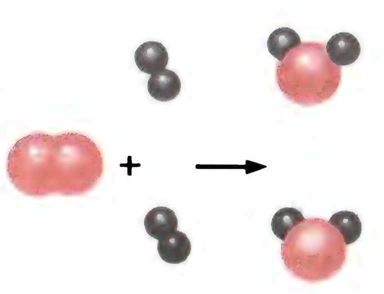


Рис. 22. Схема образования воды из водорода и кислорода.

Упражнения по составлению уравнений химических реакций

1. Сформулируйте закон, на котором основано составление уравнений химических реакций. 2. Что выражают коэффициенты в уравнении химической реакции?

Рассмотрим, как составляют уравнения реакций.

Пример 1. Составить уравнение реакции водорода с кислородом с образованием воды.

Вначале составим схему реакции:

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

Эта схема означает: водород реагирует с кислородом с образованием воды.

Затем определим число молей атомов каждого из элементов в левой и правой частях схемы:

H_2	+	O_2	$\rightarrow$	H_2O
2 моль H		2 моль O		2 моль H 1 моль O

Согласно схеме исходные вещества содержат 2 моль атомов H и 2 моль атомов O, а продукты — 2 моль атомов H и 1 моль атомов O. Чтобы число молей атомов кислорода (т. е. количество вещества) в левой и правой частях схемы было одинаковым, перед формулой H_2O надо поставить коэффициент 2:

H_2	+	O_2	$\rightarrow$	$2H_2O$
2 моль H		2 моль O		4 моль H 2 моль O

Теперь в правой части схемы 4 моль атомов водорода, а в левой — 2 моль. Поэтому перед формулой H_2 надо поставить коэффициент 2:

$2H_2$	+	O_2	$\rightarrow$	$2H_2O$
4 моль H		2 моль O		4 моль H 2 моль O

Эта запись соответствует закону сохранения массы. Поэтому вместо стрелки можно поставить знак равенства — схема преобразована в уравнение реакции. Итак, уравнение реакции водорода с кислородом с образованием воды имеет вид:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

Задание 1. При нагревании в бесцветном пламени горелки медная проволока покрывается черным налетом. Составьте уравнение реакции, если образуется оксид меди (II).

Задание 2. При внесении алюминиевой пудры в пламя горелки происходит яркая вспышка. Какой продукт при этом образуется? Составьте уравнение реакции. Значение степени окисления алюминия определите по его положению в периодической системе.

Задание 3. Основной составной частью применяемого в быту газа, который перевозят в баллонах, является пропан C_3H_8. Составьте уравнение реакции полного сгорания пропана.

Задание 4. Основной компонент бензина — октан C_8H_{18}. Составьте уравнение реакции его полного сгорания.

Задание 5. Расставьте коэффициенты в следующих схемах реакций:

а) $H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl$

б) $CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$

в) $PbO + C \rightarrow Pb + CO$

г) $H_2O + SO_3 \rightarrow H_2SO_4$

д) $H_2O + P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4$

е) $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

ж) $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$

Чем отличаются схемы реакций от уравнений реакций? Дайте обоснованный ответ.

Задание 6. Составьте уравнения реакций получения из простых веществ: а) оксида серы (IV); б) хлорида калия; в) фторида алюминия; г) хлорида меди (II), имея в виду, что молекулы фтора и хлора двухатомные. Проставьте степени окисления элементов в формулах продуктов.

Упражнения в расчетах по уравнениям реакций

По уравнениям реакций в химическом производстве и лаборатории рассчитывают, какое количество исходных веществ надо взять, чтобы получить заданное количество продукта.

Рассмотрим некоторые примеры.

Пример 1. Титан в промышленности получают магнийтермическим методом:

$$TiCl_4 + 2Mg = Ti + 2MgCl_2$$

Сколько магния надо взять, чтобы из хлорида титана (IV) получить 9,6 кг титана?

Уравнение реакции показывает, что для получения 1 моль титана требуется 2 моль магния, а для получения 9,6 кг титана нужно взять x кг магния. Молярные массы магния и титана равны:

$$M(\mathrm{Mg}) = 24\ \text{г/моль},\ M(\mathrm{Ti}) = 48\ \text{г/моль}$$

Составим пропорцию:

$$\mathrm{TiCl_4} + \underset{\substack{2\ \text{моль}\times \\ \times\, 24\ \text{г/моль}}}{\overset{x}{2\mathrm{Mg}}} = \underset{\substack{1\ \text{моль}\times \\ \times\, 48\ \text{г/моль}}}{\overset{9{,}6\ \text{кг}}{\mathrm{Ti}}} + 2\mathrm{MgCl_2}$$

Отсюда

$$x = \frac{2\ \text{моль}\cdot 24\ \text{г/моль}\cdot 9{,}6\ \text{кг}}{1\ \text{моль}\cdot 48\ \text{г/моль}} = 9{,}6\ \text{кг}$$

Ответ: для проведения реакции необходимо взять 9,6 кг Mg.

Задание 1. Сколько потребуется угля для получения в лаборатории 414 г свинца из его оксида? Уравнение реакции имеет вид:

$$\mathrm{PbO} + \mathrm{C} = \mathrm{Pb} + \mathrm{CO}$$

Задание 2. Для получения меди используют реакцию:

$$\mathrm{CuO} + \mathrm{H_2} = \mathrm{Cu} + \mathrm{H_2O}$$

Сколько надо взять оксида меди (II), чтобы получить 128 г меди?

Задание 3. Сколько израсходовалось серы, если при взаимодействии ее с железом получилось 44 г сульфида железа (II)?

§ 13. Тепловой эффект реакции

1. По учебнику физики повторите понятия: внутренняя энергия, энергия топлива, удельная теплота сгорания топлива. 2. Какими внешними признаками сопровождается горение топлива? 3. Как вы думаете, почему одним из признаков химической реакции является выделение или поглощение теплоты?

В процессе химической реакции происходит перегруппировка атомов в результате разрыва и образования новых химических связей. Как вы знаете из курса физики, для разделения молекулы на атомы нужно преодолеть силы притяжения атомов, совершить работу, а значит, и затратить энергию. При соединении же атомов в молекулу энергия, наоборот, выделяется. Поэтому любая химическая реакция сопровождается выделением или поглощением энергии. Этот факт является обязательным внешним признаком химической реакции.

Количество энергии, которое выделяется или поглощается при химической реакции, называется тепловым эффектом реакции.

В соответствии с законом сохранения энергии при химических реакциях энергия может выделяться и поглощаться в разных формах.

Химическая реакция, сопровождающаяся выделением большого количества теплоты и света, называется *горением*.

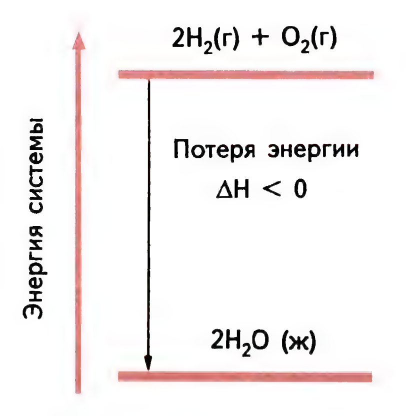


Рис. 23. Энергетическая диаграмма реакции с выделением энергии.

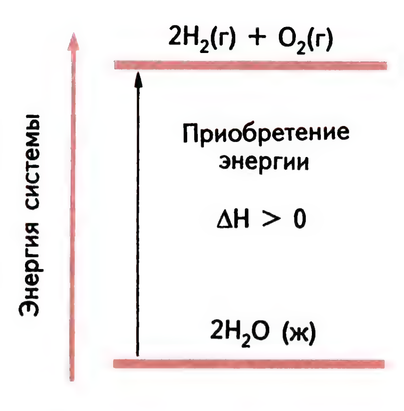


Рис. 24. Энергетическая диаграмма реакции с поглощением энергии.

Рассмотрим реакцию водорода и кислорода с образованием воды:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

Обозначим энергию системы до химической реакции $H_{нач}$, а после реакции $H_{кон}$. Тогда тепловой эффект реакции составит (читается «дельта аш»)[1]

$$H_{кон} - H_{нач} = \Delta H$$

Тепловой эффект реакции выражают в джоулях (Дж). Принято считать: если в результате реакции энергия выделяется (энергия системы уменьшается), то $\Delta H < 0$. Если же энергия поглощается (энергия системы увеличивается), то $\Delta H > 0$.

Вы знаете, что при горении водорода выделяется теплота. Этот процесс выражается уравнением:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O, \ \Delta H = -484 \text{ кДж}$$

Запись химической реакции с указанием теплового эффекта называют *термохимическим уравнением реакции*. В приведенной реакции энергия выделяется, поэтому тепловой эффект реакции указан со знаком «минус». На рисунке 23 приведена схема изменения энергии системы при реакции, идущей с выделением теплоты.

Согласно закону сохранения энергии такое же количество энергии необходимо затратить, чтобы разложить воду на молекулярный водород и кислород (рис. 24):

$$2H_2O = 2H_2 + O_2, \ \Delta H = 484 \text{ кДж}$$

---

[1] Символом Δ обычно пользуются для обозначения изменения некоторой величины, например: изменение массы Δm, изменение объема ΔV, изменение температуры Δt и т. д.

Тогда тепловой эффект реакции имеет знак «плюс».

Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются *экзотермическими*, а реакции, протекающие с поглощением теплоты, называются *эндотермическими*[1].

? 1. Какие вам приходилось наблюдать реакции, идущие с выделением или поглощением теплоты? Объясните, почему, когда теплота при химических реакциях выделяется, тепловой эффект $\Delta H < 0$ и, наоборот, $\Delta H > 0$, когда теплота поглощается.

2. Теплота сгорания водорода H_2 составляет $12{,}1 \cdot 10^7$ Дж/кг. Выразите теплоту сгорания водорода в килоджоулях на моль. Составьте термохимическое уравнение горения водорода в кислороде.

3. Из учебника физики выпишите теплоты сгорания спирта, древесного угля, природного газа. Выразите теплоты сгорания в джоулях на моль. Молярная масса спирта 36 г/моль, древесного угля около 12 г/моль, природного газа около 16 г/моль.

4. Составьте термохимические уравнения реакций горения: а) древесного угля (состоит в основном из C); б) спирта C_2H_5OH; в) природного газа (основная составная часть — метан CH_4).

Упражнения в расчетах по термохимическим уравнениям

Для осуществления той или иной реакции химику важно знать значение теплового эффекта реакции. В зависимости от того, осуществляется ли она с выделением или поглощением теплоты, определяют условия ее проведения.

Пример 1. Составить термохимическое уравнение реакции горения алюминия, если при этом образуется оксид алюминия и выделяется теплота: на 1 моль оксида алюминия выделяется —1582 кДж.

Алюминий взаимодействует с кислородом:

$$4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$$

Тепловой эффект реакции составляет:
2 моль · —1582 кДж/моль = —3164 кДж.
Поскольку реакция идет с выделением теплоты, $\Delta H < 0$.

Ответ: термохимическое уравнение реакции имеет вид:

$$4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3, \ \Delta H = -3164 \text{ кДж}$$

Задание 1. Составьте термохимическое уравнение реакции серы и кислорода с образованием оксида серы (IV). При этой реакции в расчете на 1 моль оксида серы (IV) выделяется 297 кДж теплоты.

---

[1] Экзо по-гречески означает «наружу», эндо — «внутрь», термо — «теплота».

Задание 2. При сгорании метана CH_4 (основной части природного газа) в расчете на 1 моль CH_4 выделяется 802 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение реакции, имея в виду образование воды и углекислого газа.

Задание 3. При взаимодействии железа с кислородом образовался оксид железа (III). При этом в расчете на 1 моль оксида выделяется 822 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение реакции.

Пример 2. Вычислить теплоту сгорания 1 кг водорода (в Дж/кг) по известному тепловому эффекту реакции водорода с кислородом:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O, \ \Delta H = -484 \text{ кДж}$$

В реакцию вступают 2 моль водорода и 1 моль кислорода, при этом выделяется 484 кДж теплоты. $M(H_2) = 2$ г/моль. Составим пропорцию:

$$\underset{2\ \text{моль}\cdot 2\ \text{г/моль}}{\overset{1000\ \text{г}}{2H_2}} + O_2 = 2H_2O, \ \Delta H = \overset{x}{-484} \text{ кДж}$$

При сгорании 2 моль·2 г/моль H_2 выделяется 484 кДж, при сгорании 1 кг ($1 \cdot 10^3$ г) H_2 выделяется

$$x = \frac{-484 \text{ кДж} \cdot 1 \cdot 10^3 \text{ г}}{4 \text{ г}} = -121 \cdot 10^3 \text{ кДж}$$

Ответ: теплота сгорания водорода равна $121 \cdot 10^6$ Дж/кг $= 1{,}21 \cdot 10^8$ Дж/кг.

Задание 4. Сколько выделится теплоты при сгорании 2 кг угля?

$$C + O_2 = 2CO_2, \ \Delta H = -393 \text{ кДж}$$

Задание 5. Сколько выделится теплоты при сгорании 1 моль угарного газа, CO?

$$2CO + O_2 = 2CO_2; \ \Delta H = -566 \text{ кДж}$$

Задание 6. Сколько теплоты необходимо затратить на разложение 5 моль аммиака NH_3, если термохимическое уравнение реакции следующее:

$$2NH_3 = 3H_2 + N_2, \ \Delta H = 92 \text{ кДж?}$$

Каков тепловой эффект реакции образования 1 моль аммиака из простых веществ?

ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ ХИМИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

§ 14. Соли

1. Повторите по учебнику физики химическое действие электрического тока; строение атомов. 2. Какие частицы называют ионами?

Для того чтобы разобраться в огромном многообразии веществ и научиться предсказывать их свойства, необходимо знать классификацию веществ. Вспомните, как классификация животных и растений помогла вам систематизировать материал при изучении курса ботаники и зоологии. В этой главе мы рассмотрим важнейшие классы неорганических веществ и их характерные особенности.

Na^+ Cl^-

Рис. 25. Структура кристалла хлорида натрия.

Одним из классов химических соединений являются **соли**. Типичный представитель солей — хорошо известная вам поваренная соль — хлорид натрия $NaCl$. По какому признаку данное вещество относят к классу солей?

Соли представляют собой кристаллические вещества. Их кристаллы состоят из положительно заряженных и отрицательно заряженных ионов. Структура кристалла хлорида натрия $NaCl$ приведена на рисунке 25. Каждый положительно заряженный ион Na^+ окружен шестью отрицательно заряженными ионами Cl^-. В свою очередь, каждый отрицательно заряженный ион Cl^- окружен шестью положительно заряженными ионами Na^+. На 1 моль ионов Na^+ приходится 1 моль ионов Cl^-. Поэтому формула соединения $NaCl$.

Химическая связь между противоположно заряженными ионами называется ионной.

В двухэлементных ионных соединениях заряд иона и степень окисления элемента численно совпадают. В этом случае степень окисления имеет физический смысл — характеризует заряд иона[1].

[1] Обратите внимание, что при обозначении степени окисления ее знак ставят перед цифрой, а при обозначении заряда его знак ставят после цифры.

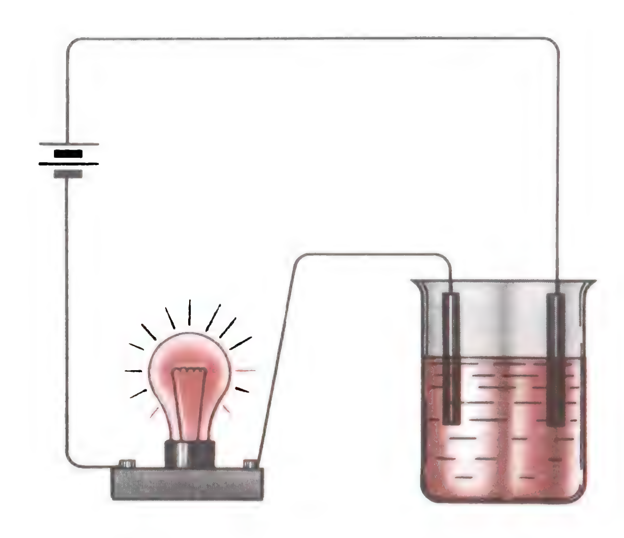


Рис. 26. Прибор для испытания электрической проводимости раствора.

Так, в NaCl степень окисления натрия +1 и заряд иона натрия 1+; степень окисления хлора −1 и заряд иона хлора 1−.

Ионные соединения имеют высокие температуры плавления, их расплавы и водные растворы проводят электрический ток. Соли — представители ионных соединений — обладают этими же свойствами. Проведем опыт. В сосуд с дистиллированной водой опустим угольные электроды, соединив их с электрической лампочкой, включим в цепь источник тока (рис. 26). Лампочка не горит. Следовательно, тока в цепи нет. Затем в воду добавим щепотку какой-либо соли, например хлорид натрия NaCl. Соль растворяется, и лампочка загорается. Раствор соли проводит электрический ток. Это означает, что раствор соли является электролитом: в нем имеются переносчики электрических зарядов — ионы. Такими ионами в растворе хлорида натрия NaCl являются ионы Na^+ и Cl^-, перешедшие в раствор при его растворении.

Из двухэлементных соединений к солям относятся, например, хлорид кальция $CaCl_2$, хлорид калия KCl, бромид натрия NaBr и др. С другими типами солей вы познакомитесь в § 20.

? 1. Каково значение степени окисления: а) калия; б) бария; в) лития; г) кальция? Какой заряд имеют ионы, образуемые этими элементами? Напишите их формулы.

2. Каково значение отрицательной степени окисления: а) хлора; б) брома; в) иода? Напишите формулы отрицательно заряженных ионов, образуемых этими элементами.

3. Какие вещества называются ионными?

4. Каковы формулы солей: а) хлорида калия; б) бромида натрия, если структура их кристаллов аналогична структуре хлорида натрия?

5. Какова формула соли, состоящей из ионов: а) Na^+ и I^-; б) Ca^{2+} и F^-; в) Mg^{2+} и F^-?

§ 15. Электролитическая диссоциация

1. Почему водные растворы соли проводят электрический ток? 2. Какие ионы находятся в растворе соли: а) хлорида бария $BaCl_2$; б) иодида кальция CaI_2?

При проведении опыта по исследованию электрической проводимости раствора поваренной соли вы убедились, что соль в водном растворе распадается на ионы.

Распад вещества на ионы при растворении называют электролитической диссоциацией.

Электролитическую диссоциацию хлорида натрия в растворе можно представить уравнением:

$$NaCl = Na^+ + Cl^-$$

Приведенное уравнение называется *уравнением электролитической диссоциации* хлорида натрия. Подобным образом можно написать уравнение электролитической диссоциации для любой соли, например хлорида кальция:

$$CaCl_2 = Ca^{2+} + 2Cl^-$$

При написании уравнения электролитической диссоциации нужно учитывать, что согласно закону сохранения заряда сумма положительных зарядов равна сумме отрицательных зарядов. Так, при электролитической диссоциации хлорида кальция на 1 моль ионов кальция Ca^{2+} (с зарядом 2+) приходится 2 моль хлорид-ионов Cl^- (с зарядом 1—).

Положительно заряженные ионы называют *катионами*, отрицательно заряженные ионы — *анионами*.

Здесь мы не рассматриваем причины электролитической диссоциации. Отметим лишь, что в процессе диссоциации молекулы воды окружают ионы, создавая условия для разъединения ионов.

А что происходит при выделении соли из раствора? Разноименно заряженные катионы и анионы притягиваются друг к другу и образуют кристаллы соли. Так, из раствора хлорида калия (при выпаривании) выделяются кристаллы KCl, т. е. происходит реакция между ионами:

$$K^+ + Cl^- = KCl$$

Таким образом, при растворении в воде соль распадается на катионы и анионы, а выделение соли из раствора происходит за счет объединения катионов и анионов в кристаллы.

Процессы кристаллизации солей происходят в природных условиях, например при высыхании озер, в воде которых растворены соли, в карстовых пещерах при образовании сталактитов.

? 1. Какой процесс называется электролитической диссоциацией? Как доказать, что соли при растворении диссоциируют на ионы?

2. На лабораторном занятии 5 вы проводили перекристаллизацию пова-

ренной соли. Объясните с точки зрения электролитической диссоциации растворение и кристаллизацию соли из раствора.

Запишите уравнение электролитической диссоциации.

3. На какие ионы распадается в водном растворе соль: а) хлорид магния $MgCl_2$, б) бромид бария $BaBr_2$, в) иодид калия KI?

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ 7

Оксиды. Образование оксидов из простых веществ

Оксиды — один из классов химических соединений. Как вы знаете, оксиды можно получить при взаимодействии простых веществ — металлов и неметаллов с кислородом, т. е. при окислении веществ кислородом.

В данной работе вам предстоит получить кислород и провести окисление простых веществ полученным кислородом или кислородом воздуха с образованием оксидов.

Опыт 1. *Получение и собирание кислорода.* По рисунку 27 ознакомьтесь с прибором, в котором вы будете получать и собирать кислород. Проверьте по рисунку, все ли детали прибора вы имеете. Приготовьте железную ложечку и лучинку. Вам понадобятся манганат (VII) калия, древесный уголь, порошок алюминия, медная пластинка.

В пробирку на $^1/_4$ насыпьте манганат (VII) калия. Пробирку укрепите в штативе, как это показано на рисунке 27. В пробирку вставьте пробку с газоотводной трубкой, предварительно вложив комочек ваты около пробки. Трубку опустите в стакан.

Вначале нагрейте всю пробирку, а потом ту ее часть, где на-



Рис. 27. Получение и собирание кислорода.

ходится манганат (VII) калия. О прохождении реакции свидетельствует изменение окраски исходного вещества. По мере протекания реакции передвигайте горелку (спиртовку) в сторону неразложившегося манганата (VII) калия.

Убедитесь, что стакан заполняется кислородом. Для этого время от времени к краю стакана подносите тлеющую лучинку. Когда она загорится, нагревание прекратите. Стакан с кислородом закройте картонным кружком.

Опыт 2. *Окисление кислородом угля.* Древесный уголь положите в железную ложечку, раскалите в пламени горелки (спиртовки), а затем внесите в стакан с кислородом. Что вы наблюдаете? Составьте уравнение реакции.

Когда уголь сгорит, в колбу прилейте известковой воды и взболтайте. О чем свидетельствует образование осадка? Из курса природоведения вы знаете, что это свидетельствует о взаимодействии углекислого газа с известковой водой.

Опыт 3. *Окисление кислородом алюминия.* В пламя горелки на кончике шпателя внесите порошок алюминия. Что наблюдаете? Что образовалось в результате реакции? Составьте уравнение реакции.

Опыт 4. *Окисление кислородом меди.* В несветящееся пламя горелки (спиртовки) внесите медную пластинку. Обратите внимание, что на поверхности пластинки образуется вещество черного цвета. Это оксид меди (II). Составьте уравнение реакции.

? 1. Напишите уравнение реакций получения из простых веществ: а) оксида магния; б) оксида кремния (IV); в) оксида фосфора (V).

2. Приведите формулу оксида серы (VI), оксида хлора (VII).

3. Ниже приведены формулы оксидов:

Na_2O, MgO, Al_2O_3, SiO_2, P_2O_5, SO_3, Cl_2O_7.

Выпишите в отдельные столбики оксиды металлов и оксиды неметаллов.

4. На рисунке 13 показана структура соединения цинка с кислородом. Аналогичную структуру имеет соединение бериллия с кислородом. Нарисуйте, как располагаются атомы кислорода вокруг атома бериллия и атомы бериллия вокруг атома кислорода. Какова химическая формула и название соединения?

5. Какова формула соединения железа (II) с кислородом, если структура его кристалла аналогична структуре хлорида натрия (рис. 25)? Нарисуйте, как расположены атомы железа относительно атомов кислорода. Дайте название этому соединению.

§ 16. Кислоты

Приведите формулы оксидов неметаллов: а) кремния (IV), б) фосфора (V), в) серы (IV), г) хлора (VII).

Проведем опыт. В стакан с водой внесем оксид фосфора (V) P_2O_5. Происходит реакция, сопровождающаяся выделением теп-

лоты: оксид фосфора (V) взаимодействует с водой:

$$3H_2O + P_2O_5 = 2H_3PO_4$$

Образуется фосфорная кислота H_3PO_4.

При взаимодействии оксида серы (VI) SO_3 с водой образуется серная кислота H_2SO_4:

$$H_2O + SO_3 = H_2SO_4$$

Кислоты представляют отдельный класс химических соединений. Какие свойства определяют принадлежность веществ к классу кислот?

Исследования показывают, что растворы кислот проводят электрический ток. Какие ионы присутствуют в растворах кислот? Можно предположить, что электролитическая диссоциация кислот сопровождается образованием катионов водорода H^+. В случае серной кислоты этот процесс выразится уравнением:

$$H_2SO_4 = 2H^+ + SO_4^{2-}$$

Для обнаружения ионов водорода в растворе используют вещества — *индикаторы* (от латинского indicator — указатель). Индикаторы при взаимодействии с ионами водорода изменяют окраску. Например, раствор индикатора лакмуса фиолетового цвета в присутствии ионов водорода становится красного цвета.

Исследуем индикатором растворы некоторых кислот. Во всех растворах лакмус окрасился в красный цвет. Это свидетельствует о том, что кислоты обладают общим признаком — наличием ионов водорода в их растворах.

Кислотами называют вещества, диссоциирующие в растворе с образованием катионов водорода. Другие катионы при этом не образуются.

Анион кислоты называют *кислотным остатком.*

Названия кислот составляют от названия неметаллического элемента, который образует кислоту: H_2SO_4 — серная кислота, HNO_3 — азотная кислота, H_3PO_4 — фосфорная кислота и т. д.

Кислоты широко распространены в природе. Из своего жизненного опыта вы знаете, что многие продукты питания обладают кислым вкусом. Кислый вкус этим продуктам придают кислоты. Кислый вкус лимону придает лимонная кислота, яблоку — яблочная кислота, скисшему молоку — молочная кислота. Щавель имеет кислый вкус благодаря наличию в его листьях щавелевой кислоты. Употребляемый в пищу уксус представляет собой раствор уксусной кислоты.

? 1. Какие вещества относятся к кислотам? Как убедиться в том, что данный раствор является раствором кислоты?

2. Напишите формулы и дайте названия кислотам, кислотные остатки которых имеют следующий состав: а) CO_3^{2-}, б) SiO_4^{4-}, в) ClO_4^-, г) SO_4^{2-}.

3. Составьте уравнения электролитической диссоциации кислот: а) азотной HNO_3, б) фосфорной H_3PO_4, в) угольной H_2CO_3.

4. Напишите уравнения реакций получения из соответствующих оксидов кислот: а) серной, б) угольной, в) азотной.

5. Определите степень окисления элемента, образующего кислотный остаток: а) SO_4^{2-}, б) PO_4^{3-}, в) CO_3^{2-}, г) NO_3^-.

Для этого воспользуйтесь следующим правилом, сумма степеней окисления элементов, составляющих ион, численно равна его заряду.

Определим степень окисления серы в сульфат-ионе $\left[\overset{x\ -2}{SO_4}\right]^{2-}$. Степень окисления серы x, кислорода -2, тогда

$$x+4(-2)=-2,\ x=6.$$

□ Впервые индикаторы обнаружил Р. Бойль. Он заметил, что если капнуть кислотой на цветки фиалок, то они изменяют свой цвет. Исследуйте действие кислоты на лепестки цветов или окрашенные листья разных растений. В качестве кислот используйте уксус, яблочный сок, сок квашеной капусты, раствор лимонной кислоты, молочную сыворотку.

§ 17. Неметалл. Кислотный оксид. Кислота

Приведите примеры неметалла и отвечающих ему оксида и кислоты.

Вы знаете, что неметаллу соответствует оксид. Большинству оксидов неметаллов соответствуют кислоты, поэтому их называют *кислотными оксидами.*

$$S \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$$

Неметалл — Кислотный оксид — Кислота

Надо отметить, что не все кислоты можно получить путем растворения соответствующего оксида в воде. Есть оксиды, которые в воде не растворяются. К ним, например, относится оксид кремния SiO_2. Это составная часть речного песка, который, как вы знаете, в воде не растворяется. (Вспомните, под воздействием волн прибоя песок пляжа не растворяется.) Но оксидам неметаллов соответствуют кислоты, например, оксиду кремния (IV) SiO_2 — кремниевая кислота H_4SiO_4.

Ниже приведены формулы кислот элементов 2-го и 3-го периодов:

2-й период

Группа	III	IV	V	VI	VII
Химический элемент	B	C	N	O	F
Формула оксида	B_2O_3	CO_2	N_2O_5	—	—
Формула кислот	H_3BO_3	H_2CO_3	HNO_3	—	—
Название кислоты	Борная	Угольная	Азотная		

Формула кислотного остатка	BO_3^{3-}	CO_3^{2-}	NO_3^-	—	—
Название кислотного остатка	Борат (III)	Карбонат (IV)	Нитрат (V)	—	—

3-й период

Группа	IV	V	VI	VII
Химический элемент	Si	P	S	Cl
Формула оксида	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
Формула кислоты	H_4SiO_4	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$
Название кислоты	Кремниевая	Фосфорная	Серная	Хлорная
Формула кислотного остатка	SiO_4^{4-}	PO_4^{3-}	SO_4^{2-}	ClO_4^-
Название кислотного остатка	Силикат	Фосфат (V)	Сульфат (VI)	Хлорат (VII)

Название кислотного остатка составляют от латинского названия элемента с прибавлением окончания «ат». Так, ион SO_4^{2-} называют сульфат-ионом (от латинского сульфур — сера). Для элемента с переменной степенью окисления в названии кислотного остатка указывают также степень окисления, например: ClO_4^- — хлорат (VII)-ион.

Мы познакомились с кислотами, кислотные остатки которых содержат химический элемент кислород. Поэтому такие кислоты называют *кислородсодержащими кислотами*.

Но существуют и кислоты, не содержащие кислорода. Свойства кислот проявляют, например, двухэлементные соединения водорода, способные диссоциировать с образованием катионов водорода. К ним относятся HCl — *хлороводородная* (соляная) кислота, H_2S — *сероводородная* кислота и др.

В свободном состоянии кислоты могут быть газообразными веществами (HCl, H_2S), жидкостями (H_2SO_4, HNO_3) и твердыми веществами (H_3PO_4, H_4SiO_4). Большинство кислот имеет молекулярное строение.

? 1. В конце XVIII века английский ученый Джозеф Пристли получил угольную кислоту, растворяя в воде углекислый газ. Такой раствор под названием «содовая вода» широко использовался в качестве напитка. За это открытие Д. Пристли был награжден золотой медалью.

Какие процессы протекают при образовании газированной воды? На какие ионы распадаются молекулы угольной кислоты? Составьте уравнения этих реакций.

2. Сжигая фосфор и растворяя образовавшееся белое вещество в воде, Р. Бойль получил неизвестную в то время кислоту. По исходному веществу

осуществленных химических процессов эту кислоту он назвал фосфорной. Составьте уравнения проведенных Р. Бойлем превращений.

3. При высшей степени окисления хлор образует кислоту $HClO_4$. Приведите ее название. Какой оксид хлора отвечает этой кислоте?

4. Как называются ионы: а) SO_4^{2-}, б) PO_4^{3-}, в) CO_3^{2-}, г) NO_3^-?

§ 18. Металл. Основный оксид. Основание

1. Приведите формулы катионов: а) калия, б) бария. 2. Какого состава образуются соединения при взаимодействии этих катионов с анионами состава OH^-?

Вы узнали, что неметаллы образуют кислотные оксиды, а последним соответствуют кислоты, т. е. возможна следующая цепь превращений:

Неметалл → Оксид неметалла → Кислота

Очевидно, металл также может быть родоначальником соответствующей цепи превращений. Так, кальций, соединяясь с кислородом, образует оксид кальция:

$$2Ca + O_2 = 2CaO$$

Оксид кальция взаимодействует с водой. Бросим в стакан с водой немного белого порошка оксида кальция. О протекании процесса свидетельствует выделение теплоты.

Исследуем полученный раствор. Прежде всего убедимся, проводит ли раствор электрический ток. Для этого воспользуемся известным вам прибором (рис. 26). Опустим в раствор электроды, подключенные к источнику тока. Лампочка в цепи загорается. Значит, раствор содержит ионы. Исследования показывают, что в растворе присутствуют ионы кальция Ca^{2+}.

А какие присутствуют в растворе анионы? Испытаем раствор фиолетовым лакмусом. Цвет лакмуса стал синим. Известно, что синюю окраску лакмус приобретает в присутствии гидроксид-ионов OH^-.

Таким образом, в результате взаимодействия оксида кальция с водой в растворе обнаруживаются ионы Ca^{2+} и OH^-. Если раствор выпарить, то выделяются кристаллы вещества состава $Ca(OH)_2$. Это соединение называется *гидроксидом кальция*. Реакцию оксида кальция и воды можно выразить уравнением

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

В растворе гидроксид кальция распадается на ионы:

$$Ca(OH)_2 = Ca^{2+} + 2OH^-$$

Гидроксид-ионы обнаруживаются также в результате взаимодействия с водой оксида натрия, оксида магния, оксида бария и оксидов некоторых других металлов.

Основаниями называют вещества, диссоциирующие в растворах с образованием гидроксид-анионов. Другие анионы при этом не образуются.

Название оснований составляют от гидроксид-иона и названия металла, например: $Ca(OH)_2$ — гидроксид кальция.

Следует подчеркнуть, что оксиды не всех металлов взаимодействуют с водой, но каждому из них соответствует основание. Так, нерастворимому оксиду меди (II) CuO соответствует нерастворимое основание — гидроксид меди (II) $Cu(OH)_2$. Оксиды металлов, которым соответствуют основания, называют *оснóвными.*

Таким образом, существует связь между металлом, его оксидом и гидроксидом:

Металл → Оксид металла → Основание

Так, рассмотренную цепь превращений можно записать в виде схемы:

$$Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2$$

Растворимые в воде основания называют *щелочами.* К ним относятся, например, KOH — гидроксид калия, $Ba(OH)_2$ — гидроксид бария и т. д. Щелочи являются ионными соединениями.

? 1. Какие вещества и по какому характерному свойству объединяются в класс оснований? Приведите примеры этих веществ.

2. Пользуясь таблицей приложения, приведите формулы оснований: а) растворимых; б) малорастворимых; в) нерастворимых в воде.

3. Напишите уравнения следующих превращений:

$$Ba \rightarrow BaO \rightarrow Ba(OH)_2$$

4. Приведите уравнения диссоциации на ионы: а) гидроксида натрия, б) гидроксида бария, в) гидроксида калия.

§ 19. Реакция нейтрализации

Как вы думаете, какая реакция протекает между основанием и кислотой? Для ответа на этот вопрос вспомните, какие ионы определяют: а) общие свойства оснований, б) общие свойства кислот.

Прильем к раствору гидроксида натрия $NaOH$ раствор азотной кислоты HNO_3. Видимых изменений мы не наблюдаем. Но легко установить, что при этом выделяется теплота. Следовательно, протекает реакция. В чем сущность этой реакции?

Для выяснения сущности этой реакции проведем следующий опыт. К раствору щелочи — гидроксида натрия $NaOH$ добавим каплю раствора фиолетового лакмуса. Раствор изменяет окраску на синюю. Затем из бюретки (рис. 28) будем приливать небольшими порциями раствор азотной кислоты HNO_3, пока окраска лакмуса не станет вновь фиолетовой. Поскольку окраска изменилась, в растворе щелочи больше нет. Нет и кислоты, так как

лакмус имел бы красный цвет. Таким образом, в результате реакции признаки как присутствия основания (наличие ионов OH^-), так и присутствия кислоты (ионы H^+) исчезли.

Отсюда следует, что произошла реакция между ионами водорода H^+ и гидроксид-ионами OH^-:

$$H^+ + OH^- = HOH, \text{ или } H_2O$$

При этом образуется вода и раствор становится нейтральным. Реакция между кислотой и основанием с образованием воды называется реакцией *нейтрализации.*

В результате реакции нейтрализации образуется также соль. Проведенную реакцию нейтрализации можно записать с помощью уравнения:

$$NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O$$

Если раствор выпарить, то выпадут кристаллы соли нитрата натрия $NaNO_3$.

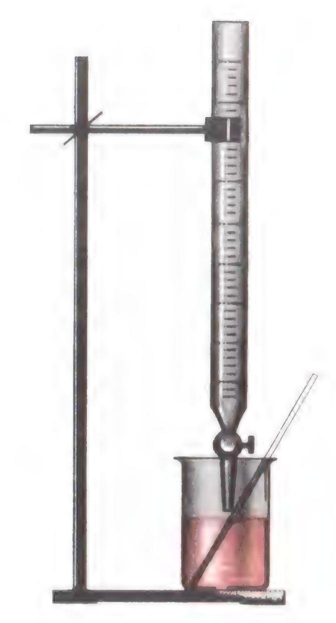


Рис. 28. Прибор для проведения реакции нейтрализации.

Почему осуществляется реакция нейтрализации? Ионы H^+ из кислоты и OH^- из основания соединяются в молекулы воды H_2O. Молекулы воды на ионы практически не распадаются. Чистая вода электрический ток практически не проводит.

С кислотами взаимодействуют и другие основания, в том числе нерастворимые в воде.

Получим нерастворимый гидроксид меди (II) $Cu(OH)_2$. Для этого к раствору соли, например хлорида меди (II) $CuCl_2$, добавим раствор щелочи — гидроксида калия KOH. Выпадает голубой осадок гидроксида меди (II) $Cu(OH)_2$:

$$CuCl_2 + 2KOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2KCl$$

Сущность этой реакции определяет взаимодействие ионов Cu^{2+} и OH^-:

$$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow$$ [1]

Сольем с осадка раствор и к осадку добавим серной кислоты. В результате образуется прозрачный голубой раствор соли сульфата меди (II):

---

[1] Стрелкой, направленной вниз $\downarrow$, обозначают выпадение осадка, а стрелкой, направленной вверх $\uparrow$, — образование газа.

$$Cu(OH)_2\downarrow + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$$
$$Cu(OH)_2\downarrow + 2H^+ = Cu^{2+} + 2H_2O$$

Представление о кислотах и основаниях, с которыми вы познакомились в § 16 и 18, ввел в науку швейцарский ученый Сванте Аррениус (1887 г.). Кислый вкус, одинаковое действие на индикаторы и другие общие свойства кислот он объяснил присутствием в растворе ионов водорода H^+. Он же объяснил общность свойств оснований — горький вкус, их мылкость, одинаковое действие на индикаторы — присутствие гидроксид-ионов OH^-.

Эти представления о кислотах и основаниях были высказаны более 100 лет назад и не потеряли своего значения. Но сегодня существуют и другие теории кислот и оснований. О них и причинах их появления вы узнаете в курсе химии 10-го и 11-го классов.

? 1. В чем заключается сущность реакции нейтрализации? Составьте уравнение реакций нейтрализации между: а) KOH и H_2SO_4; б) $NaOH$ и H_3PO_4; в) $Cu(OH)_2$ и HNO_3; г) $Al(OH)_3$ и H_2SO_4. Дайте название образующимся солям. Какие ионы находятся в растворе? Каким образом эти соли можно выделить из раствора?

2. Какие кислоты и основания следует взять для получения следующих солей: а) $Fe(NO_3)_3$; б) $Fe_2(SO_4)_3$; в) $NaCl$; г) $Mg(NO_3)_2$? Напишите уравнения реакций, дайте названия участвующим в реакции веществам.

3. Напишите уравнения реакций получения сульфата кальция $CaSO_4$ при взаимодействии: а) основания и кислоты; б) оксида металла и оксида неметалла; в) оксида кальция и серной кислоты; г) гидроксида кальция и оксида серы (VI).

4. Составьте уравнения реакций получения растворимых солей при нейтрализации кислотами: а) гидроксида свинца (II); б) гидроксида меди (II); в) гидроксида цинка; г) гидроксида железа (III). При выборе кислот воспользуйтесь таблицей растворимости солей, кислот и оснований в воде (см. приложение).

5. Как вы думаете, почему вносят негашеную известь CaO на кислые почвы? Что при этом происходит?

6. Почему иногда пьют раствор питьевой соды?

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ 8

Кислоты и основания

1. Индикаторы

В лабораторной практике применяют разнообразные индикаторы. В этой работе вы будете использовать следующие индикаторы: лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин. Вам предстоит сравнить окраску перечисленных индикаторов в дистиллированной воде (среда нейтральная), в растворе кислоты (среда кислая) и в растворе щелочи (среда щелочная). Индикаторы

применяют в виде раствора или в виде индикаторной бумажки, пропитанной раствором индикатора, а затем высушенной.

Результат наблюдений оформите в виде таблицы 4.

Таблица 4

Кислотно-основные индикаторы и их окраска

Индикатор	Окраска индикатора		
	в воде	в растворе кислоты	в растворе щелочи
Лакмус Метиловый оранжевый Фенолфталеин			

Опыт 1. В три пробирки с дистиллированной водой внесите по капле раствор лакмуса, метилового оранжевого и фенолфталеина (или индикаторную бумажку). Отметьте окраску индикаторов в нейтральной среде.

Опыт 2. В три пробирки с раствором кислоты внесите по капле указанные индикаторы (или индикаторную бумажку). Отметьте окраску индикаторов.

Опыт 3. В три пробирки поместите раствор щелочи и добавьте по капле указанные индикаторы (или индикаторную бумажку). Определите окраску индикаторов в растворе щелочи.

2. Обнаружение кислот и оснований

Опыт 4. В двух пробирках содержатся растворы кислоты и щелочи. Вам предстоит определить, в каких пробирках они находятся.

Отлейте из каждой пробирки по 2—3 мл раствора в другие пробирки и обнаружьте, в какой из них основание, в какой — кислота. Как вы это сделаете?

3. Реакция нейтрализации

Опыт 5. Налейте в фарфоровую чашку 5 мл раствора какой-либо кислоты. Добавьте каплю раствора лакмуса. Затем к кислоте добавьте по каплям раствор какой-либо щелочи, перемешивая раствор стеклянной палочкой, пока окраска лакмуса не изменится на фиолетовую. Напишите уравнение осуществленной реакции.

Опыт 6. Поставьте фарфоровую чашку с полученным в опыте 5 раствором на кольцо штатива и нагрейте на пламени горелки (спиртовки). Упаривание раствора проводите до появления кристалликов соли на стенках чашки.

§ 20. Соли кислородсодержащих кислот

1. Составьте уравнения реакций нейтрализации между: а) гидроксидом магния и серной кислотой; б) гидроксидом калия и азотной кислотой. 2. Из каких ионов состоят соли: а) сульфат магния; б) нитрат калия?

Основание вступает во взаимодействие с кислотой. При этом образуется соль. Аналогично основный оксид вступает во взаимодействие с кислотным оксидом. Например, оксид магния MgO взаимодействует с оксидом серы (IV):

$$MgO + SO_3 = MgSO_4$$

В результате образуется соль $MgSO_4$ — сульфат магния. Кристаллы этой соли состоят из положительно заряженных ионов магния Mg^{2+} и отрицательно заряженных сульфат-ионов SO_4^{2-}. Последний представляет собой кислотный остаток серной кислоты H_2SO_4.

Вы, наверное, обратили внимание, что кислотные остатки, образованные элементами данного периода в высшей степени окисления, имеют аналогичный состав. Для элементов 2-го периода характерны кислотные остатки, состоящие из одного атома неметалла и трех атомов кислорода (рис. 29, *а*):

$$BO_3^{3-},\ CO_3^{2-},\ NO_3^-$$

При аналогичном строении они отличаются зарядом.

У элементов 3-го периода в высшей степени окисления кислотные остатки состоят из одного атома неметалла и четырех атомов кислорода (рис. 29, *б*):

$$SiO_4^{4-},\ PO_4^{3-},\ SO_4^{2-},\ ClO_4^-$$

Отличаются ионы величиной заряда.

В водных растворах соли диссоциируют на катионы металла и анионы кислотных остатков. Например:

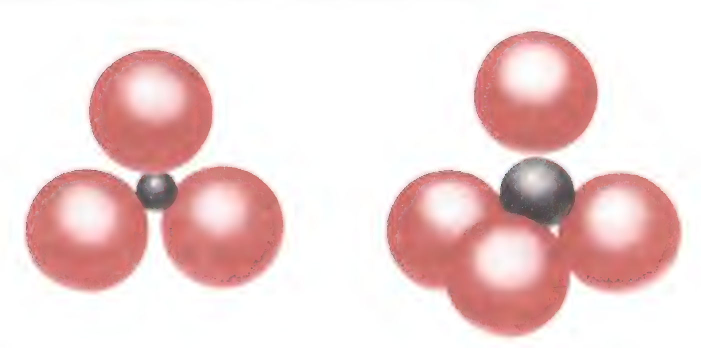


Рис. 29. Схематическое изображение кислотных остатков кислот элементов 2-го *(а)* и 3-го *(б)* периодов.

$$K_2SO_4 = 2K^+ + SO_4^{2-}$$
$$NaNO_3 = Na^+ + NO_3^-$$

По тому, на какие частицы диссоциируют соли в водном растворе, можно дать следующее определение солей.

Солями называют вещества, которые в растворе распадаются на катионы металла и анионы кислотного остатка.

Соли широко распространены в природе и играют важную роль в процессах обмена веществ в животных и растительных организмах. Соли содержатся в клеточном соке живых организмов, входят в состав различных тканей: костной, нервной, мышечной и др. В организме человека содержится около 5,5% солей. Живые организмы нуждаются в постоянном поступлении солей. Вы знаете, что соли содержатся в питьевой воде, в почвенном растворе, в морской воде и т. д.

Велика роль солей в хозяйстве страны. Соли используют, например, для получения многих металлов, минеральных удобрений, стекла, минеральных красок, моющих веществ и др.

Многие соли получают в промышленности в очень больших количествах. Так, ежегодно получают несколько миллионов тонн карбоната натрия — соды Na_2CO_3. В основном карбонат натрия используют для получения стекла. Из природного фосфата кальция $Ca_3(PO_4)_2$ производят в огромных количествах фосфорные удобрения. Растворы силиката натрия используют для изготовления клеев (с помощью силикатного клея обычно склеивают картонные изделия). В очень больших количествах получают хлорид калия KCl, который применяется как калийное удобрение и исходное вещество для производства других соединений калия. Вам хорошо известен хлорид натрия NaCl. Хлорид натрия — исходное сырье для многочисленных отраслей химической промышленности (получение соды, хлора и др.).

? 1. Приведите примеры кислотных остатков кислот, образованных: а) неметаллическим элементом 2-го периода; б) неметаллическим элементом 3-го периода.

2. На примере реакции

$$CaO + CO_2 = CaCO_3$$

обсудите следующие вопросы: какое соединение образуется при взаимодействии оксида металла и оксида неметалла? Из каких частиц состоит продукт этого взаимодействия? К какому классу неорганических соединений он относится?

3. Приведите уравнение реакции между оксидом кальция и оксидом серы (VI). Дайте название образующейся соли.

4. Напишите уравнение электролитической диссоциации следующих солей: а) сульфата магния; б) фосфата натрия; в) хлорида кальция; г) карбоната

натрия; д) нитрата кальция. Сколько молей катионов и анионов образуется в результате диссоциации 1 моль каждой из этих солей?

5. Какие соли образуются при кристаллизации из растворов, содержащих ионы: а) K^+ и Cl^-; б) Al^{3+} и SO_4^{2-}; в) Na^+ и ClO_4^-; г) Mg^{2+} и NO_3^-; д) Ca^{2+} и Cl^-? Составьте уравнения образования солей из этих ионов. Дайте названия солям.

6. Для лечения некоторых заболеваний больные принимают морские ванны. Морская вода содержит в основном ионы: Na^+, Mg^{2+}, Ca^{2+}, K^+, SO_4^{2-}, Br^-, I^-, Cl^-. В лечебницах, расположенных далеко от моря, морскую воду приготавливают искусственно. Какие соли надо растворить в пресной воде, чтобы приготовить морскую воду?

7. Из курса географии вам известно, какие озера служат источником для добычи солей. Назовите их.

☐ Ознакомьтесь с этикеткой на бутылке с минеральной водой. Какие соли содержит эта минеральная вода?

§ 21. Ионные реакции

Обратитесь к таблице растворимости солей, кислот и оснований в воде (см. приложение). Приведите примеры солей: а) растворимых в воде; б) малорастворимых в воде; в) практически нерастворимых в воде.

Одним из признаков осуществления ионной реакции является выпадение осадка. Осадок образуется в том случае, если хотя бы один из продуктов реакции не растворяется или мало растворяется в воде. Часто выпадением осадка сопровождаются реакции, в которых участвуют соли.

Возьмем растворы солей хлорида натрия NaCl и нитрата серебра $AgNO_3$, которые диссоциируют на ионы:

$$NaCl = Na^+ + Cl^-$$
$$AgNO_3 = Ag^+ + NO_3^-$$

При сливании их растворов выпадает белый осадок. Какие вещества образовались в результате реакции?

В момент сливания растворов в них имелись ионы: Na^+, Ag^+, Cl^-, NO_3^-. Ионы в растворе перемещаются беспорядочно и постоянно сталкиваются друг с другом:

$$Na^+ + Cl^-;\ Ag^+ + NO_3^-;\ Na^+ + NO_3^-;\ Ag^+ + Cl^-$$

Какое из этих столкновений ионов приводит к образованию осадка, т. е. нерастворимой в воде соли? При столкновении ионов первых двух пар образуются исходные соли, но эти соли хорошо растворимы. Из таблицы приложения видно, что хорошо растворима также соль нитрат натрия $NaNO_3$. Следовательно, остается только одно сочетание ионов, которое может привести к образованию осадка — это реакция между катионами Ag^+ и анионами Cl^-:

$$Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$$

Реакции, осуществляемые в растворах между ионами, называются *ионными реакциями*.

Если полученный в результате реакции осадок хлорида серебра AgCl отфильтровать, а фильтрат выпарить, то из раствора выпадут кристаллы соли нитрата натрия $NaNO_3$. Таким образом, в результате реакции образовались две соли: одна нерастворимая — хлорид серебра AgCl, другая хорошо растворимая — нитрат натрия $NaNO_3$. Результат опыта можно выразить следующим уравнением реакции:

$$AgNO_3 + NaCl = NaNO_3 + AgCl\downarrow$$

Согласно уравнению в реакции между солями происходит обмен ионами. Подобные реакции относятся к *реакциям обмена*.

Реакции между ионами протекают в сторону образования осадка, газа или малодиссоциирующего соединения. Во всех этих случаях исходные ионы образуют продукт, который уходит из сферы реакции.

Растворение солей и выделение их из природной воды постоянно происходит на Земле. В результате естественных химических процессов природная вода содержит растворенные соли. Ручьи, реки несут огромное количество растворенных солей в моря и океаны. Вычислено, например, что Волга выносит в Каспийское море около 50 млн. т растворенных солей. Содержание солей в морской воде (3,5%) несравненно больше, чем в речной (0,01%).

Образующиеся в морской воде в результате ионных реакций малорастворимые соли непрерывно оседают на дно.

На протяжении истории Земли в результате сдвигов земной коры изменялось расположение морей. На поверхности поднявшегося морского дна оказывались залежи осадочных пород. При сдвигах земной коры возникли также соляные озера, многие из которых уже высохли, другие еще существуют в настоящее время — это Каспийское и Аральское моря, озера Эльтон и Баскунчак. Встречаются озера с преобладанием солей типа хлоридов, сульфатов, карбонатов. Благодаря содержанию большого количества солей такие озера являются мощными сырьевыми базами химической промышленности.

? 1. Пользуясь таблицей растворимости некоторых веществ в воде (см. приложение), определите, какие из перечисленных солей: а) растворимы, б) малорастворимы или нерастворимы в воде: KCl, $PbCl_2$, CaS, AgCl, $NaNO_3$, $CaCO_3$.

2. Приведите формулы сульфатов (VI): а) растворимых; б) малорастворимых; в) нерастворимых.

3. Какие соли образуются при взаимодействии ионов: а) Ba^{2+} и SO_4^{2-}, б) Na^+ и CO_3^{2-}, в) Ca^{2+} и SO_4^{2-}, г) K^+ и NO_3^-, д) Pb^{2+} и NO_3^-? Какие из этих солей растворимы в воде, какие нерастворимы (малорастворимы)?

4. В одном растворе содержатся ионы K^+ и CO_3^{2-}, в другом — ионы Ca^{2+} и Cl^- При электролитической диссоциации каких солей появились эти ионы в растворах? Какая соль выпадает в осадок при сливании этих растворов? Какая соль останется в растворе? Составьте уравнение реакции и выразите ее сущность записью ионного уравнения.

Упражнения по составлению ионных уравнений реакций

Вы знаете, что многие реакции между ионами протекают в сторону образования малорастворимого (нерастворимого) вещества. Имея сведения о растворимости веществ, нетрудно предсказать, какие вещества образуются в результате реакции в растворе между ионами.

Пример 1. Растворы каких веществ нужно взять, чтобы получить карбонат кальция?

Обратимся к таблице растворимости в приложении. Карбонат кальция $CaCO_3$ нерастворим в воде. Его образование из ионов можно выразить уравнением

$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow$$

Какие вещества необходимо взять, чтобы в растворе осуществилась эта реакция? Можно взять любое растворимое соединение кальция, диссоциирующее с образованием ионов Ca^{2+}. Согласно таблице растворимости это могут быть нитрат кальция $Ca(NO_3)_2$, хлорид кальция $CaCl_2$.

В качестве же поставщика ионов CO_3^{2-} можно взять любой растворимый в воде карбонат. Обратимся к таблице. Это могут быть K_2CO_3, Na_2CO_3.

Если для проведения реакции взяты $Ca(NO_3)_2$ и K_2CO_3, то образование карбоната кальция можно выразить уравнением

$$Ca(NO_3)_2 + K_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2KNO_3$$

Если для получения $CaCO_3$ взяты растворы $CaCl_2$ и Na_2CO_3, то уравнение реакции следующее:

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaCl$$

И в том и в другом случае сущность процесса выразится ионным уравнением

$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow$$

Задание 1. Растворы каких солей можно взять для получения: а) фосфата (V) кальция; б) сульфата (VI) свинца (II); в) карбоната бария? Составьте уравнения реакций получения этих солей и выразите сущность процесса записью ионного уравнения.

Задание 2. Наличие каких солей в растворе приводит к следующим реакциям между ионами: а) $Ca^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow CaSO_4$; б) $Ba^{2+} + PO_4^{3-} \rightarrow Ba_3(PO_4)_2\downarrow$? Приведите уравнения реакций.

Задание 3. Приведите по три уравнения реакций обмена, при осуществлении которых можно получить следующие соли: а) карбонат стронция; б) фосфат (V) свинца (II).

Пример 2. Какие вещества образуются при сливании растворов сульфата (VI) натрия и хлорида бария?

Согласно таблице растворимости обе эти соли растворимы в воде. В растворе они находятся в виде ионов:

$$Na_2SO_4 = 2Na^+ + SO_4^{2-}$$
$$BaCl_2 = Ba^{2+} + 2Cl^-$$

Таким образом, в этих растворах находятся катионы Na^+ и Ba^{2+} и анионы SO_4^{2-} и Cl^-. Какие сочетания этих ионов приведут к образованию нерастворимого (малорастворимого) соединения при сливании растворов? Согласно таблице растворимости сочетание ионов Na^+ и Cl^- дает растворимую соль. Нерастворимая соль образуется при взаимодействии ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-}:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$$

Поскольку были взяты сульфат натрия и хлорид бария, то уравнение реакции следующее:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

Образующийся сульфат (VI) бария выпадает в осадок.

Задание 4. Какие соли выпадают в осадок при сливании растворов следующих солей: а) нитрата серебра и хлорида кальция; б) сульфата натрия и нитрата свинца (II); в) нитрата бария и сульфата калия? Составьте уравнения реакций, показав сущность данных превращений. Какие соли остаются в растворе? Приведите названия образующихся солей.

Задание 5. Как очистить поваренную соль от примеси сульфата (VI) натрия?

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ 9

Ионные реакции

Образование при реакции нерастворимого (малорастворимого) соединения используют для обнаружения в растворе того или иного иона. Так, при взаимодействии ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} образуется осадок $BaSO_4$. Поэтому растворимые соли бария могут применяться для обнаружения сульфат-ионов SO_4^{2-} в растворе. Иными словами, растворимые соли бария являются реактивом на сульфат-ионы SO_4^{2-}, а растворимые сульфаты, в свою очередь, являются реактивом на ионы Ba^{2+}.

Опыт 1. *Обнаружение сульфат-ионов* SO_4^{2-}. Налейте в одну пробирку раствор сульфата натрия, в другую — раствор сульфата калия. В обе пробирки по каплям добавьте раствор хлорида бария.

Объясните наблюдаемое. Составьте уравнения электролитической диссоциации взятых солей и уравнение реакции обмена. Запишите ионное уравнение реакции. Какие соединения могут служить реактивом на ионы бария Ba^{2+}? В чем сущность обнаружения ионов с помощью реактива?

Опыт 2. *Обнаружение хлорид-ионов* Cl^-. По таблице растворимости выясните, какие соли, содержащие хлорид-ион Cl^-, нерастворимы (малорастворимы). При помощи имеющихся у вас реактивов докажите, что в растворе хлорида натрия присутствуют хлорид-ионы. Составьте уравнения диссоциации солей, реакции обмена и ионное уравнение проведенных реакций.

Опыт 3. *Обнаружение сульфат-ионов* SO_4^{2-} *и хлорид-ионов* Cl^-. В двух пробирках содержатся растворы хлорида калия и сульфата магния. С помощью каких реакций можно доказать, что в одной пробирке находится раствор хлорида калия, а в другой — сульфата магния?

Составьте план эксперимента и обсудите его с учителем.

Составьте уравнения реакций обмена проведенных вами реакций. Составьте ионные уравнения реакций обнаружения ионов.

§ 22. Взаимодействие оксидов с кислотами и основаниями

Как вы думаете, какие продукты образуются при взаимодействии: а) оксида бария с серной кислотой; б) оксида серы (VI) с гидроксидом бария?

Через раствор основания — гидроксида кальция $Ca(OH)_2$ пропустим оксид углерода (IV) CO_2 — кислотный оксид. Наблюдается помутнение раствора. Образуется нерастворимая соль — карбонат кальция $CaCO_3$:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

Кислотный оксид взаимодействует с основанием с образованием соли и воды. Причем соль содержит анион кислоты, соответствующий данному кислотному оксиду.

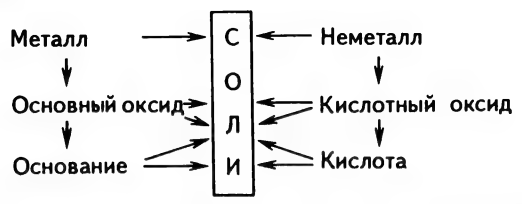
В раствор серной кислоты H_2SO_4 добавим индикатор (метиловый оранжевый). Затем небольшими порциями к раствору будем добавлять основный оксид магния MgO, пока окраска индикатора не изменится. Это свидетельствует о том, что кислоты в растворе больше нет, т. е. осуществляется реакция:

$$MgO + 2H^+ = Mg^{2+} + H_2O$$
$$MgO + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2O$$

Основный оксид взаимодействует с кислотой с образованием соли и воды.

Среди множества химических соединений мы выделили следующие классы веществ: простые вещества (металлы и неметаллы),

оксиды (оснóвные и кислотные), основания и кислоты. Между этими веществами существует взаимосвязь, которую можно выразить схемой:



По схеме видно, что существуют два ряда веществ с противоположными свойствами (см. по вертикали). Один ряд: металл — основный оксид — основание — характерен для металлического элемента. Другой ряд: неметалл — кислотный оксид — кислота — характерен для неметаллического элемента.

Противоположность свойств проявляется во взаимодействии веществ (см. по горизонтали): металлы взаимодействуют с неметаллами, оснóвные оксиды — с кислотными оксидами, основания — с кислотами, оснóвные оксиды — с кислотами, кислотные оксиды — с основаниями.

? 1. Как осуществить следующие превращения: а) барий→оксид бария→гидроксид бария→фосфат бария, б) фосфор→оксид фосфора (V)→фосфорная кислота→фосфат (V) бария? Напишите уравнения реакций.

2. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих веществ: H_3PO_4, $NaOH$, $NaCl$, $MgSO_4$, $Ba(OH)_2$, $BaCl_2$, HNO_3.

Дайте названия перечисленным соединениям. Распределите их по известным вам классам химических соединений.

3. Напишите уравнения реакций получения сульфата (VI) железа (II) тремя известными вам способами (см. схему в тексте параграфа).

4. Как осуществить превращения: $Si \rightarrow SiO_2 \rightarrow BaSiO_3$? Напишите уравнения реакций.

5. Предложите три возможных способа получения карбоната кальция. Составьте уравнения этих реакций.

6. Проследите связи между химическими соединениями по схеме, приведенной в параграфе. Все превращения, указанные в схеме, подтвердите уравнениями реакций.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ 10

Генетическая связь между классами веществ

На этом занятии вам предстоит применить знания по классификации веществ для проведения и объяснения опытов. Прочитайте задание. Составьте план проведения эксперимента, подберите необходимые реактивы и посуду, а затем приступайте к выполнению опытов и их оформлению.

Опыт 1. Определите, в какой из выданных вам пробирок содержится раствор кислоты и раствор щелочи.

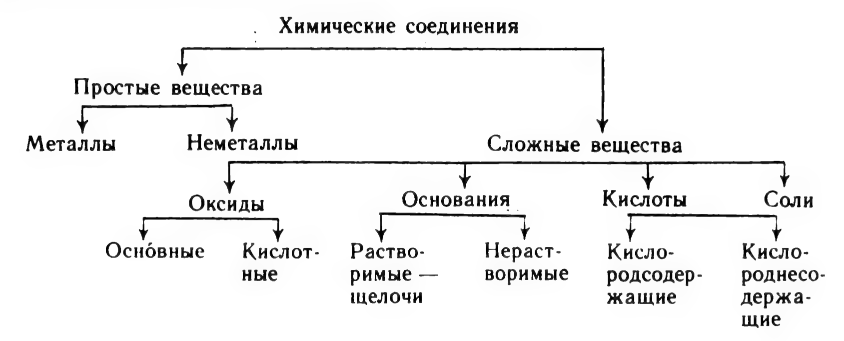
Опыт 2. Осуществите следующие химические превращения:

а) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuSO_4$;

б) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow CaCO_3$.

§ 23. Классификация неорганических веществ

Классификацию известных вам химических соединений можно представить следующей схемой:



Обсуждение этой схемы мы проведем в форме вопросов и ответов. Постарайтесь ответить сначала на вопрос, а затем, прочитав текст, проверьте свой ответ.

1. Как классифицируются простые вещества? Каковы характерные свойства металлов? Приведите примеры металлов и неметаллов.

Простыми веществами являются химические соединения, образованные одним элементом. К ним относятся металлы и неметаллы. Металлы характеризуются металлическим блеском, пластичностью, электрической проводимостью. Неметаллы проявляют противоположные свойства. Примеры металлов: медь, железо, алюминий, натрий, калий, кальций, барий и пр. Примеры неметаллов: сера, кислород, водород, азот, фосфор, графит и др.

2. Как по кислотно-оснóвным свойствам подразделяются оксиды? В обоснование ответа приведите примеры реакций.

Оксиды металлических элементов проявляют оснóвные свойства. Это выражается в том, что они взаимодействуют с: а) кислотными оксидами, б) кислотами:

а) $CaO + CO_2 = CaCO_3$ — образуется соль

б) $CaO + H_2CO_3 = CaCO_3 + H_2O$ — образуется соль и вода

Оксиды неметаллических элементов проявляют кислотные свойства и взаимодействуют с: а) оснóвными оксидами, б) основаниями.

а) $BaO + SO_3 = BaSO_4$ — образуется соль

б) $Ba(OH)_2 + SO_3 = BaSO_4 + H_2O$ — образуется соль и вода

3. Каковы характерные особенности оснований? Какие элементы их образуют?

Основания образуют металлические элементы. Основания диссоциируют в растворе с образованием катионов металла и анионов — гидроксид-ионов OH^-. Общий признак оснований — образование при электролитической диссоциации гидроксид-ионов OH^-:

$$Ca(OH)_2 = Ca^{2+} + 2OH^-$$

$$NaOH = Na^+ + OH^-$$

4. Как подразделяются основания? Как их получают?

Основания могут быть растворимыми и нерастворимыми в воде. Растворимые в воде основания называют щелочами. Их можно получить растворением оснóвного оксида в воде:

$$BaO + H_2O = Ba(OH)_2$$

Нерастворимых оснований большинство. Их получают реакцией катионов металлов с гидроксид-ионами:

$$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow$$

Для этого необходимо взять любую растворимую в воде соль металла и раствор любой щелочи:

$$CuCl_2 + 2KOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2KCl$$

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

5. Какие реакции характерны для оснований?

Основания реагируют с: а) кислотами, б) кислотными оксидами.

6. Каковы характерные особенности кислот? Какие элементы их образуют? Какие реакции характерны для кислот?

Образование кислот характерно для неметаллических элементов. Кислоты диссоциируют в растворе с образованием катионов водорода H^+ и анионов кислотного остатка. Общий признак кислот — образование при электролитической диссоциации катионов H^+. Кислоты могут быть бескислородные и кислородсодержащие:

$$HCl = H^+ + Cl^-$$

$$H_2SO_4 = 2H^+ + SO_4^{2-}$$

7. Какие реакции характерны для кислот?

Кислоты реагируют с: а) основаниями, б) оснóвными оксидами.

8. В чем сущность реакции нейтрализации?

Реакция нейтрализации состоит во взаимодействии катионов водорода H^+ и гидроксид-анионов OH^- с образованием воды:

$$H^+ + OH^- = H_2O$$

9. Какие вещества относят к солям?

Соли — это кристаллические вещества с ионной решеткой. Они отличаются высокой температурой плавления, хрупкостью. В водном растворе распадаются на катионы металла и анионы кислотного остатка:

$$NaCl = Na^{+} + Cl^{-}$$
$$CuSO_4 = Cu^{2+} + SO_4^{2-}$$

Рассмотренная схема отражает лишь часть большого многообразия химических соединений и их взаимных превращений друг в друга. Закономерности образования и взаимного превращения химических соединений можно познать на основе периодического закона и периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, к изучению которых мы перейдем в следующей главе.

? **1.** Какие продукты образуются при взаимодействии: а) основания и кислоты; б) осно́вного оксида и кислотного оксида; в) осно́вного оксида и кислоты; г) основания и кислотного оксида? В обоснование ответа приведите уравнения реакций с участием соединений бария и углерода (IV).

2. Приведите уравнения реакций четырех способов получения фосфата (V) кальция.

3. Составьте уравнения реакций получения сульфата цинка, исходя из: а) оксида цинка; б) гидроксида цинка.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

§ 24. Предыстория периодического закона

Вам известно, что по положению химического элемента в периодической системе можно охарактеризовать и, что особенно важно, предсказать его свойства. Так, по положению химического элемента в периодической системе вы находили его относительную атомную массу, порядковый номер, делали предположения о возможных степенях окисления элемента, о составе его соединений.

Столь глубокое содержание таблицы химических элементов объясняется тем, что она представляет собой графическое изображение закона природы. Периодический закон был открыт Дмитрием Ивановичем Менделеевым в 1869 г. Это открытие стало научной основой современной химии и других естественных наук.

Как и любое значительное научное открытие, периодический закон имеет свою предысторию. Открытию закона обычно предшествует накопление фактов, их изучение и обобщение. Так было и в химии.

Первая классификация химических элементов была основана на резко выраженных противоположных свойствах образуемых ими простых веществ — металлов и неметаллов.

Позднее было замечено, что существуют группы родственных по свойствам элементов, которые были названы *естественными группами.*

Так, в одну из естественных групп были объединены литий Li, натрий Na и калий K (а позднее еще рубидий Rb и цезий Cs). Простые вещества, образованные этими элементами,— металлы. Они обладают металлическим блеском, мягки, пластичны, хорошо проводят электрический ток и теплоту. По сравнению со всеми остальными металлами они отличаются наибольшей химической активностью. Так, если разрезать кусок натрия, то на срезе он имеет яркий металлический блеск. Но буквально на глазах поверхность металла становится тусклой. Образуются продукты взаимодействия натрия с кислородом воздуха.

Однотипные соединения этих элементов имеют аналогичный состав и сходные свойства. Так, их оксиды (Li_2O, Na_2O, K_2O и др.) проявляют ярко выраженные осно́вные свойства. Им соответствуют растворимые в воде основания — щелочи ($LiOH$, $NaOH$, KOH и др.).

Эти металлы получили название *щелочных металлов.*

А вот другая естественная группа сходных по свойствам эле-

ментов: хлор Cl, бром Br, иод I (позднее в эту группу включили фтор F). Образуемые ими простые вещества — типичные неметаллы. В обычных условиях фтор и хлор — газы, бром — жидкость, иод — легкоплавкое кристаллическое вещество. Их отличает высокая химическая активность. Они взаимодействуют с металлами, при этом образуются соли, например: NaF, $NaCl$, $NaBr$, NaI, MgF_2, $MgCl_2$, $MgBr_2$, MgI_2. Элементы этой естественной группы получили название *галогенов* (что по-гречески означает «рождающие соли»).

Однотипные соединения галогенов имеют сходные состав и свойства. Так, водные растворы их соединений с водородом (HF, HCl, HBr, HI) — кислоты.

Обнаружение естественных групп сходных по свойствам элементов явилось важным этапом классификации элементов. Однако это не решало главной проблемы — естественной классификации всех элементов, как сходных, так и несходных по свойствам. До Д. И. Менделеева каждая из естественных групп рассматривалась обособленно, как несходная с другими. Трудно было представить, что существует взаимосвязь между такими, например, элементами, как фосфор и сера, натрий и магний. Тем более не возникало мысли искать связь между такими резко противоположными по свойствам элементами, как хлор и натрий. Разобраться в огромном количестве разрозненных фактов и установить закон, объединяющий все элементы в стройную систему, способен был только гениальный ученый.

? 1. Напишите уравнения следующих реакций:

$$\begin{array}{ccccc} Li & \rightarrow & Li_2O & \rightarrow & LiOH \\ & & \downarrow & & \downarrow \\ & & & LiClO_4 & \end{array}$$

2. Составьте уравнения реакций галогенов с: а) алюминием, б) кальцием, в) цинком, г) кремнием. Назовите образующиеся соединения.

3. В одну из естественных групп были включены кальций, стронций и барий, получившие название *щелочноземельных металлов*. Каков состав и химическая природа их оксидов и гидроксидов?

§ 25. Открытие Д. И. Менделеевым периодического закона и периодической системы элементов

Для элементов ряда Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl приведите: а) значение высшей степени окисления, б) значение низшей (отрицательной) степени окисления, в) формулу оксида в высшей степени окисления элементов, г) формулу соединения с водородом в низшей (отрицательной) степени окисления элемента.

В отличие от своих предшественников Д. И. Менделеев был глубоко убежден, что должна существовать естественная связь

между всеми химическими элементами, как сходными по свойствам, так и несходными. Целью его поисков было найти закономерность, которая объединяла бы все элементы в единую систему. «Признают чересчур многое индивидуальным... Связать эти индивидуальности общею идеею — цель моей естественной системы», — писал он в наброске одной из своих первых работ по периодическому закону.

В качестве основы для систематизации химических элементов Д. И. Менделеев выбрал относительную атомную массу элементов, считая, что относительная атомная масса является главной характеристикой химического элемента. Она не изменяется при образовании элементом как простого, так и сложного вещества.

Д. И. Менделеев пришел к открытию периодического закона в результате сопоставления свойств и относительных атомных масс элементов разных естественных групп. В то время было известно шесть таких групп — щелочные металлы, щелочноземельные металлы[1], галогены, группа кислорода, группа азота, группа углерода. Д. И. Менделеев располагал естественные группы так, чтобы элементы каждой из двух соседних групп имели близкие значения относительных атомных масс. В результате им была оформлена таблица — прообраз современной периодической таблицы элементов. В последующем естественные группы элементов составили основу групп периодической таблицы, а ряды элементов, расположенных в порядке постепенного возрастания значений относительных атомных масс, — основу периодов таблицы.

Д. И. Менделеев дополнял и достраивал первоначальную таблицу и в конце концов включил в нее все известные в то время элементы. Один из последних вариантов таблицы, созданной Д. И. Менделеевым, по форме мало отличается от хорошо известной вам современной таблицы.

Попытаемся проанализировать, какие закономерности выявил ученый при объединении естественных групп элементов в таблицу. Для этого приведем следующие два периода элементов[2], их относительные атомные массы и соединения с кислородом и водородом:

Li	Be	B	C	N	O	F
7	9,4	11	12	14	16	19
Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5	—	—
—	—	—	H_4C	H_3N	H_2O	HF
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
23	24	27	28	31	32	35,5
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
—	—	—	H_4Si	H_3P	H_2S	HCl

[1] Щелочноземельные металлы: Ca, Sr, Ba.

[2] Химические элементы, расположенные в современной периодической таблице между фтором и натрием, хлором и калием, стали известны после открытия периодического закона.

В ряду химических элементов, расположенных по мере возрастания их относительных атомных масс, обнаруживается следующее. От Li к F происходит постепенное изменение свойств химических элементов. Так, химический элемент литий Li образует простое вещество металл (щелочной металл), а элемент фтор F образует простое вещество неметалл (галоген). При переходе от химического элемента лития Li к химическому элементу фтору F наблюдается изменение состава соединений, в частности оксидов и соединений с водородом. Это отвечает изменению и свойств соединений. Так, в ряду оксидов наблюдается переход от основного оксида (Li_2O) к кислотному оксиду (N_2O_5).

Далее эта последовательность в изменении свойств резко прерывается. Появляется химический элемент натрий Na, который по свойствам похож на первый элемент предыдущего периода литий Li. В дальнейшем свойства элементов изменяются в той же последовательности, что и от Li к F. В ряду простых веществ происходит переход от типичного металла (щелочной металл) к типичному неметаллу (галоген). Наблюдается изменение состава и свойств соединений, в частности происходит переход от осно́вного оксида (Na_2O) к кислотному оксиду (Cl_2O_7).

Эти закономерности более или менее отчетливо прослеживаются по всему ряду всех элементов, расположенных в порядке возрастания их относительных атомных масс. Пользуясь образным языком музыки, ряд химических элементов — это как бы форма музыкального произведения — рондо, в котором периодически происходит возврат к основной теме, но с вариациями.

Д. И. Менделеев писал: «По мере возрастания атомного веса элементы сперва имеют все новые изменчивые свойства, а потом эти свойства вновь повторяются в новом периоде... и в той же последовательности, как и в предшествовавшем ряде. А потому закон периодичности можно сформулировать следующим образом: свойства элементов, а поэтому и свойства образуемых ими простых и сложных тел стоят в периодической зависимости от их атомного веса»[1].

Итак, в результате открытия периодического закона было выявлено, что все элементы взаимосвязаны, подчиняются единому закону и составляют единую систему, которая по праву была названа в честь ученого Периодической системой химических элементов Д. И. Менделеева.

? 1. К какой группе периодической системы относится элемент, который в высшей степени окисления образует соединение состава: а) $HЭO_4$, б) $H_2ЭO_4$, в) $Э(OH)_3$, г) $H_2ЭO_3$, д) $H_6ЭO_6$?

2. В 60-х годах XIX в. были известны следующие естественные группы элементов:

---

[1] Менделеев Д. И. Основы химии.— Л.; М., 1948.— С. 52.

F	Li		C	O	N
Cl	Na	Mg	Si	S	P
Br	K	Ca	—	Se	As
I	Rb	Sr	Sn	Te	Sb
	Cs	Ba			

В какие группы периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева входят эти элементы?

3. Найдите в таблице элементы, которые получили свое название по: а) названию страны, б) названию планеты, в) имени ученого. Составьте сообщение об одном-двух элементах, используя книги об истории их открытия.

§ 26. Научный подвиг Д. И. Менделеева

Открытый закон природы приобретает научное значение после того, как утверждается практикой и последующим развитием науки. Будучи глубоко убежденным в правильности открытого им закона, Д. И. Менделеев приложил немало усилий для его утверждения. Он первый показал, как пользоваться законом для проверки известных фактов и для предсказания новых. Им были, в частности, исправлены относительные атомные массы некоторых элементов и предсказано существование многих неизвестных тогда элементов.

Так, большинство ученых принимали относительную атомную массу бериллия равной 13,5. Но по совокупности свойств бериллий должен был находиться в периодической системе между литием (относительная атомная масса 7) и бором (относительная атомная масса 11). Отсюда Д. И. Менделеев делает заключение, что бериллий должен иметь относительную атомную массу, промежуточную между относительными атомными массами соседних элементов по периоду, т. е. примерно 9. Впоследствии экспериментальные исследования подтвердили правильность мнения Д. И. Менделеева.

При построении периодической таблицы Д. И. Менделеев оставил многие клетки свободными. Среди 63 известных тогда элементов не нашлось таких, которые по значению относительной атомной массы и совокупности свойств могли бы располагаться в них. Оставив пустые клетки, Д. И. Менделеев тем самым показал, что должны существовать элементы, которые пока не известны.



Д. И. Менделеев

Д. И. Менделеев не только предсказал существование неизвестных элементов, но для некоторых из них

подробно описал свойства. Предсказания Д. И. Менделеева в последующем получили блестящее подтверждение. Ниже приведены сведения об элементе германии, предсказанные Д. И. Менделеевым и подтвержденные спустя 15 лет экспериментально немецким ученым К. Винклером.

Таблица 5

Предсказанные и экспериментально обнаруженные свойства германия

Свойства германия	
предсказанные Д. И. Менделеевым (1871 г.)	найденные К. Винклером (1886 г.)
Относительная атомная масса близка к 72	Относительная атомная масса 72,6
Серый тугоплавкий металл	Серый тугоплавкий металл
Плотность металла около 5,5 г/см^3	Плотность металла 5,35 г/см^3
Формула оксида $ЭO_2$	Формула оксида GeO_2
Плотность оксида около 4,7 г/см^3	Плотность оксида 4,70 г/см^3
Оксид будет довольно легко восстанавливаться до металла	Оксид GeO_2 восстанавливается до металла при нагревании в струе водорода
Хлорид $ЭCl_4$ должен быть жидкостью с температурой кипения около 90°С и плотностью около 1,9 г/см^3	Хлорид германия $GeCl_4$ представляет собой жидкость с температурой кипения 83°С и плотностью 1,887 г/см^3

Д. И. Менделеев вывел свойства неизвестных элементов как средние из свойств окружающих его по периодической системе элементов.

Так, соседними элементами селена слева и справа являются мышьяк и бром, а сверху и снизу — сера и теллур. Относительная атомная масса селена равна среднеарифметическому из относительных атомных масс этих элементов. Пользуясь методом Д. И. Менделеева, вычислим относительную атомную массу селена исходя из относительных атомных масс серы, теллура, мышьяка и брома:

$$A_r\ (Se) = \frac{A_r\ (S) + A_r\ (Te) + A_r\ (As) + A_r\ (Br)}{4} =$$

$$= \frac{32{,}06 + 127{,}60 + 74{,}92 + 79{,}90}{4} = 78{,}62$$

Получается 78,62 — число, близкое к значению относительной атомной массы селена (78,96).

Можно установить и состав соединений данного элемента, например соединения селена с водородом. Для мышьяка известно водородное соединение H_3As, а для брома — HBr. Следовательно, состав водородного соединения селена должен отвечать формуле H_2Se.

Трудным испытанием для периодического закона явилось открытие инертных газов — гелия He, неона Ne, аргона Ar, криптона Kr, ксенона Xe. Эти газы входят в состав атмосферы (объемная доля 1%). Первым был выделен аргон. Сообщение о присутствии его в воздухе произвело на ученых ошеломляющее впечатление. Воздух, который, казалось бы, так тщательно исследован, содержит неизвестный газ! В дальнейшем из воздуха были выделены неон, криптон, ксенон. Исследование газов показало, что их молекулы одноатомны.

Почему о существовании этих газов так долго не было известно? Причина кроется в их химической инертности. Д. И. Менделеев поместил эти элементы между элементами групп галогенов и щелочных металлов в отдельную группу, и периоды периодической системы получили свое логическое завершение.

Экспериментальное подтверждение измененных Д. И. Менделеевым относительных атомных масс, особенно открытие элементов с предсказанными им свойствами, привело ко всеобщему признанию периодического закона.

Зная современное состояние науки, мы можем по достоинству оценить ту огромную роль, которую сыграло открытие Д. И. Менделеева в познании тайн природы. Периодический закон открыл путь к изучению строения атома. Опираясь на периодический закон, ученые смогли получать вещества с заданными свойствами, открывать ранее неизвестные и синтезировать новые химические элементы. Периодический закон позволил ученым построить гипотезы о рождении и превращении химических элементов во Вселенной, в недрах Солнца и звезд.

Проверку практикой периодический закон выдержал блестяще! Свою глубокую веру в незыблемость периодического закона сам Д. И. Менделеев выразил следующими словами: «Периодическому закону будущее не грозит разрушением, а только надстройка и развитие обещаются».

Периодический закон — объективный закон природы. Он отражает материальность мира, его единство, его развитие. Все элементы находятся во взаимном родстве. Свойства каждого из них не случайны, а подчиняются единому закону.

Открытие периодического закона показывает, что мир познаваем и нет предела процессу познания тайн природы. В свою очередь, периодический закон является в настоящее время важнейшим инструментом познания. Он в значительной мере определяет развитие атомной физики, химии, геологии и астрономии, атомной и ядерной техники, химической технологии, металлургии, медицины и др.

Периодический закон является путеводной звездой для научного предвидения во многих областях естественных наук.

? 1. В приведенном фрагменте периодической системы черточками показано положение некоторых элементов, предсказанных Д. И. Менделеевым. Какие

это элементы? Каков состав оксидов этих элементов в их высшей степени окисления?

Группа II	Группа III	Группа IV	Группа V	Группа VI
Be 9,4	B 11	C 12	N 14	O 16
Mg 24	Al 27,3	Si 28	P 31	S 32
Ca 40	— 44	Ti 50	V 51	Cr 52
Zn 65	— 68	— 72	As 75	Se 78
Sr 87	Y 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96
Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 128

2. Какие нарушения в закономерном изменении свойств элементов 2-го периода будут наблюдаться, если элемент бериллий поместить в периодической системе в соответствии с прежним (ошибочным) значением относительной атомной массы (13,5)?

§ 27. Дмитрий Иванович Менделеев

Дмитрий Иванович Менделеев родился в 1834 г. в г. Тобольске. После обучения в Тобольской гимназии он поступил в Петербургский педагогический институт, который окончил с золотой медалью. Еще студентом Д. И. Менделеев опубликовал свои первые научные исследования.

Какой бы областью науки и практики ни занимался Д. И. Менделеев, всюду он находил новые решения сложных задач. Круг интересов его был чрезвычайно разнообразен. Литературное наследие Д. И. Менделеева огромно — полное собрание сочинений составляет 26 томов!

К числу крупнейших работ Д. И. Менделеева относятся исследования в области химической природы растворов, состояния

газов, теплоты сгорания топлива. Страстный патриот, Д. И. Менделеев считал целью своей деятельности постоянное содействие процветанию Родины, ее экономической и политической независимости. Многие труды его были посвящены различным проблемам промышленности и сельского хозяйства. «Наука и промышленность — вот тут мои мечты»,— писал Д. И. Менделеев. Много сил отдавал Д. И. Менделеев борьбе за всестороннее использование природных богатств страны и плановое ведение хозяйства. Он интересовался горнорудным делом, вопросами металлургии, работал над проблемой подземной газификации топлива, изучал нефтяное дело. Д. И. Менделеев особое значение придавал нефти как драгоценному сырью для получения разнообразных химических продуктов.

Д. И. Менделеев был убежденным сторонником использования в сельском хозяйстве химических удобрений, орошения земель засушливых районов, разведения и охраны лесов.

Он был борцом за развитие народного образования, горячим сторонником женского равноправия и, как прогрессивный деятель, не раз оказывался в оппозиции чиновникам. Во время студенческих волнений Д. И. Менделеев пытался заступиться за студентов и из-за конфликта с министром просвещения был вынужден покинуть любимый им Петербургский университет, в котором он проработал 33 года.

Д. И. Менделеев был человеком разносторонних интересов. Он любил музыку, живопись, увлекался художественной литературой, в часы досуга любил заниматься ручным трудом, клеил шкатулки, переплетал книги.

Его предложения об индустриализации и химизации народного хозяйства, о необходимости изучения и планомерного использования природных богатств страны, о развитии науки и образования не потеряли актуальности и в наше время. Д. И. Менделеев писал: «Человек тем более совершенен, чем более он полезен для широкого круга интересов общественных, государственных и всего человечества».

Величайшим результатом творческой деятельности, принесшей Д. И. Менделееву всемирную славу, было открытие в 1869 г. периодического закона и периодической системы химических элементов.

За выдающиеся заслуги в науке Д. И. Менделеев был избран членом Российской Академии наук, почетным членом многих зарубежных академий наук: Американской, Ирландской, Римской, Берлинской, Бельгийской, Датской, Чешской, Краковской и др. Он был почетным доктором многих университетов и почетным членом многочисленных научных обществ.

В 1907 г. в возрасте 73 лет Д. И. Менделеев скончался.

В честь Д. И. Менделеева учреждена золотая медаль за выдающиеся работы по химии. Именем Д. И. Менделеева названы города, заводы, учебные заведения, научно-исследовательские институты.

Имя Д. И. Менделеева присвоено Химическому обществу. В честь великого ученого назван 101-й химический элемент Md (менделевий).

В связи с юбилеем Д. И. Менделеева — столетием со дня рождения — отмечалось: «Нашей стране нужны свои Менделеевы — великие, способные двинуть ее вперед такими же гигантскими шагами, как это сделал в свое время Менделеев».

§ 28. Строение атома

По учебнику физики повторите параграфы, посвященные опытам Резерфорда, ядерной модели атома, строению атомов.

Периодический закон и основанная на нем периодическая система химических элементов долгое время представлялись лишь гениальным обобщением фактов. Было неясным, почему свойства элементов находятся в периодической зависимости от их относительной атомной массы. Была неясна сама причина периодичности. Перед учеными стояла задача выявить физический смысл периодического закона. Это стало возможным после открытия строения атома и создания теории его строения.

Из курса физики вам известно, что атом состоит из взаимодействующих между собой ядра и электронов. Атомное ядро находится в центре атома. Масса атома и его размеры невообразимо малы, масса атомов составляет всего 10^{-27}—10^{-25} кг.

Радиус же атома составляет примерно 10^{-10} м. Еще меньше радиус у атомного ядра. Оно в сто тысяч раз меньше атома, т. е. имеет радиус около 10^{-15} м. Если бы атом оказался увеличенным до размеров Земли, его ядро имело бы радиус всего 30 м. Такое ядро свободно могло бы уместиться на небольшом футбольном поле.

Радиус атома: $\frac{1}{10\,000\,000\,000}$ м

Радиус ядра: $\frac{1}{1000\,000\,000\,000\,000}$ м

В состав атомного ядра входят *протоны* и *нейтроны*. Протон имеет положительный заряд. Его заряд по абсолютному значению равен заряду электрона. Нейтрон не имеет заряда.

Массы протона и нейтрона близки и примерно в 1840 раз больше массы электрона. Это означает, что практически вся масса атома сосредоточена в ядре. Теперь легко догадаться, почему химические элементы отличаются друг от друга относительной атомной массой. Различен состав ядер их атомов.

Ядро атома заряжено положительно, так как в него входят положительно заряженные протоны. Многочисленные исследования показали, что число протонов в ядре численно равно порядковому (атомному) номеру элемента (Z) в периодической системе. Так, число протонов в ядре атома кислорода равно 8. Атомный номер элемента кислорода $Z=8$. Атомный номер хлора равен $Z=17$, т. е. 17 протонов находятся в ядре атома и заряд ядра равен $17+$.

Атом электронейтрален. Положительный заряд ядра компенсируется суммарным отрицательным зарядом электронов. Заряд электрона $1-$. Число электронов равно числу протонов в ядре. Электроны атома составляют его электронную оболочку. Рассмотрим примеры: атомный номер кислорода $Z=8$. В ядре его атома 8 протонов, а в электронной оболочке — 8 электронов. Атомный номер хлора равен 17. Значит, в электронной оболочке его атома содержится 17 электронов.

Химический элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Атомный номер химического элемента записывают слева внизу от символа элемента, например: ${}_{1}H$, ${}_{8}O$, ${}_{17}Cl$.

? 1. Охарактеризуйте заряд протона, нейтрона и электрона. В состав какой части атома входят эти частицы?

2. Атомный номер Z химического элемента алюминия равен $Z=13$. Чему равен заряд ядра его атома? Сколько электронов содержит его атом?

3. Сколько электронов в атоме магния, если заряд его ядра равен $12+$?

4. По периодической системе элементов Д. И. Менделеева определите заряд ядра и число электронов в атомах серы, железа, меди.

§ 29. Изотопы

1. Из каких частиц состоит атомное ядро? 2. Приведите формулировку понятия «химический элемент». 3. Найдите четыре пары элементов, которые расположены в периодической системе вопреки принципу возрастания относительных атомных масс: элемент с большей относительной атомной массой находится впереди элемента с меньшей относительной атомной массой.

При размещении химических элементов в периодической системе Д. И. Менделеев в некоторых случаях отступал от принципа возрастания относительных атомных масс. В частности, он расположил элемент теллур (относительная атомная масса 128) впереди элемента иода (относительная атомная масса 127). При подобном расположении они оказались в группах с близкими им по свойствам элементами: теллур в VI группе, а иод в VII группе. Долгое время подобные «нарушения» оставались непонятными. Но теперь мы знаем, что положение элементов в периодической системе зависит от заряда их атомных ядер. В частности, у иода

заряд ядра больше ($Z=53+$), чем у теллура ($Z=52+$). Однако почему теллур имеет большую относительную атомную массу, чем иод?

Многочисленные исследования показали, что у данного элемента имеются разновидности атомов, отличающиеся массой. Это объясняется тем, что разновидности атомов данного элемента отличаются числом нейтронов в ядре. В качестве примера рассмотрим разновидности атомов элемента хлора. Число протонов в ядрах этих атомов одинаково и равно 17, что соответствует атомному номеру хлора. Но в одной из равновидностей атомов хлора в ядре содержится 18 нейтронов, а в другой разновидности — 20 нейтронов.

Разновидности атомов данного элемента, отличающиеся друг от друга числом нейтронов, а следовательно, и массой ядра, называются *изотопами*[1].

При обозначении изотопов принято указывать общее число протонов и нейтронов, например, хлор-35 или ^{35}Cl ($17p^+$, $18n^0$) и хлор-37 или ^{37}Cl ($17p^+$, $20n^0$).

Обычно в природе химический элемент существует в виде смеси изотопов. Поэтому относительная атомная масса элемента определяется значениями относительных атомных масс изотопов с учетом их массовой доли в природе. Например, содержание изотопа хлора-35 в природной смеси составляет 75,53%, а изотопа хлора-37 составляет 24,47%. Отсюда относительная атомная масса элемента хлора равна 35,453. Это значение мы и видим в периодической системе элементов.

Теперь понятно, почему относительная атомная масса теллура больше, чем относительная атомная масса иода. Иод состоит из одного изотопа — иода-127. У теллура шесть изотопов, из них преобладают наиболее тяжелые (около 66%) — теллур-128 и теллур-130. Поэтому и относительная атомная масса у теллура больше, чем у иода.

Поскольку изотопы данного элемента имеют одинаковый заряд ядра (одинаковое строение электронной оболочки), их химические свойства также практически одинаковы. Поэтому можно говорить о химических свойствах, например, хлора, не принимая во внимание его изотопный состав.

Здесь мы можем вернуться к вопросу о единице относительной атомной и молекулярной массы. Относительная атомная масса углерода равна 12,011.

За единицу относительной атомной (молекулярной) массы в настоящее время принята $^1/_{12}$ массы изотопа углерода-12.

За единицу количества вещества принято число атомов в 0,012 кг этого же изотопа, т. е. углерода-12.

---

[1] От греческих слов «изос» — один и «топос» — место, изотоп — занимающий одно место (клетку) в периодической таблице элементов Д. И. Менделеева.

? 1. Сформулируйте понятия об относительной атомной и молекулярной массе, моле.

2. Вычислите относительную атомную массу хлора, представляющего собой природную смесь изотопов ^{35}Cl (75,53%) и ^{37}Cl (24,47%). Относительная атомная масса изотопа ^{35}Cl равна 34,964, а изотопа ^{37}Cl — 36,961.

3. Химические элементы аргон и калий состоят из следующих изотопов:

^{40}Ar (99,60%), ^{38}Ar (0,06%), ^{36}Ar (0,34%),

^{41}K (6,88%), ^{40}K (0,02%), ^{39}K (93,10%).

Почему относительная атомная масса аргона больше, чем относительная атомная масса калия? На каком основании Д. И. Менделеев элемент аргон, имеющий бóльшую относительную атомную массу, поместил в периодической системе впереди элемента калия, имеющего меньшую относительную атомную массу?

§ 30. Движение электрона в атоме

Повторите по учебнику физики материал об электрическом поле.

Представления о строении атома прошли сложный путь развития. Очень важную роль в развитии теории строения атома сыграла планетарная модель атома. Как вы знаете, согласно этой модели в атоме вокруг ядра двигаются по орбитам электроны. Однако эта модель не позволяет объяснить многие свойства химических элементов.

Современная модель атома строится на представлении о микромире — мире частиц микроскопических размеров. Микромир не подчиняется привычным нам законам макромира. Так, оказывается невозможно проследить движение электрона в атоме, у него нет траектории движения. Можно лишь говорить о вероятности нахождения электрона в том или ином месте от ядра.

Поясним сказанное на примере атома водорода. Атомный номер химического элемента водорода $Z=1$. В атоме имеется один электрон. Допустим, каким-то способом нам удалось определить положение электрона в данный момент времени около ядра и отметить его положение точкой. Проделаем этот опыт много раз, например тысячу раз. И каждый раз будем отмечать все новые положения электрона точками. В результате мы получим картину, напоминающую облако. Изображение такого облака приведено на рисунке 30. Там, где точек больше, там чаще пребывает электрон. Подобная модель движения электрона позволяет составить представление об *электронном облаке*.

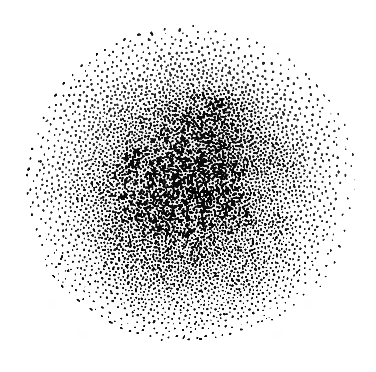


Рис. 30. Электронное облако.

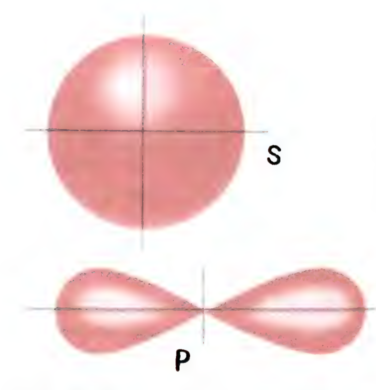


Рис. 31. Форма *s*- и *p*-орбиталей.

Отрицательно заряженные электроны притягиваются к положительно заряженному ядру и в то же время отталкиваются друг от друга (как одноименно заряженные). Электроны в атоме различаются энергией. Экспериментальные данные показывают, что одни электроны притягиваются к ядру сильнее, другие слабее. Следовательно, одни электроны большую часть времени пребывают ближе к ядру, другие дальше от ядра. Пространство, в котором движется электрон, называют *орбиталью*.

В зависимости от энергии электронные облака (орбитали) отличаются размерами. Очевидно, чем сильнее притягивается электрон к ядру, тем его облако (орбиталь) меньше по размерам, но более плотное.

Орбитали (электронные облака) отличаются не только размерами, но и формой. Теоретические расчеты показывают, что орбитали могут иметь форму шара, гантели и другие более сложные формы. Орбитали, имеющие форму шара, обозначают буквой *s*, орбитали, имеющие форму гантели,— буквой *p*, орбитали более сложных форм обозначают буквами *d*, *f*, ... На рисунке 31 изображены *s*- и *p*-орбитали. Центры орбиталей совпадают с центром ядра.

? 1. Как вы себе представляете модель движения электрона в атоме?

2. Какую форму имеет: а) *s*-орбиталь, б) *p*-орбиталь? Нарисуйте их модели, приняв за центр ядра (центр орбитали) начало осей координат.

3. Нарисуйте расположение трех *p*-орбиталей вдоль осей *x*, *y*, *z*.

4. За счет каких сил электроны притягиваются к ядру и отталкиваются друг от друга?

§ 31. Электронная оболочка атома

Электроны электронной оболочки атома различаются энергией *E*. Это наглядно можно представить себе следующим образом. Электронные облака с близкой энергией составляют в атоме электронный слой. Электроны первого, самого близкого к ядру слоя притягиваются к ядру сильнее, чем электроны второго слоя. Электроны же третьего слоя притягиваются к ядру слабее, чем электроны второго слоя.

Энергетическое различие электронных слоев можно изобразить в виде схемы (рис. 32). На ней уровень энергии орбитали

обозначен черточкой. Чем выше расположена на схеме черточка, тем слабее связан с ядром электрон этой орбитали.

Первый слой состоит из одной орбитали, ее обозначают $1s$. Второй слой состоит из орбиталей двух типов: одна из них s-типа и три p-типа. Их обозначают $2s$ и $2p$ соответственно. Третий слой состоит из девяти орбиталей: одна из них $3s$-, три $3p$- и пять $3d$-типа. О структуре последующих слоев вы узнаете позднее. Общее число орбиталей данного слоя равно n^2, где n — номер слоя.

На каждой из орбиталей может находиться по два электрона. Таким образом, общее число электронов слоя составляет $2n^2$, где n — номер слоя.

Приведенная схема уровней энергии орбиталей позволяет выяснить, как распределяются электроны по орбиталям в атомах элементов. Рассмотрим некоторые примеры.

Атом водорода имеет атомный номер $Z=1$, $_1H$, т. е. заряд ядра $1+$, его ядро представляет собой протон. Поэтому в атоме водорода должен быть один электрон. Наиболее прочно связан с ядром электрон на $1s$-орбитали. Электронная конфигурация атома водорода: $1s^1$. Это означает, что один электрон находится на $1s$-орбитали. Можно и нарисовать модель атома водорода. Она показана на втором форзаце книги. Начало осей координат совпадает с центром атомного ядра.

А какова электронная конфигурация атома азота? Обратимся к периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Азот имеет атомный номер $Z=7$, $_7N$. Значит, его атом содержит семь электронов. Два электрона находятся на $1s$-орбитали, два других — на $2s$-орбитали, а три электрона находятся на $2p$-орбиталях. Электронная конфигурация атома азота $1s^2 2s^2 2p^3$. На втором форзаце книги изображена модель атома азота.

Распределение электронов по орбиталям и их различие по

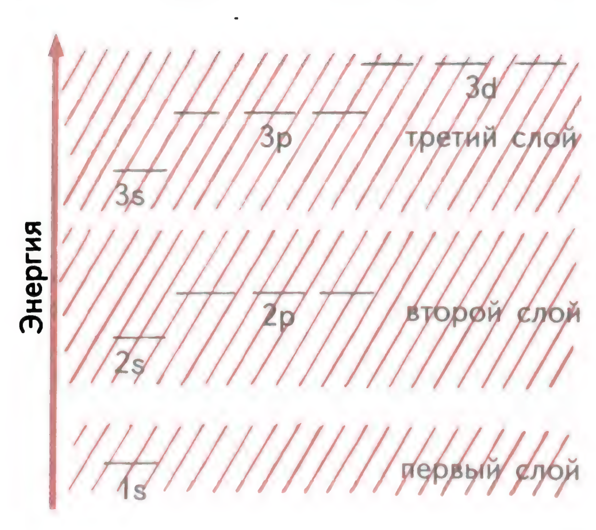
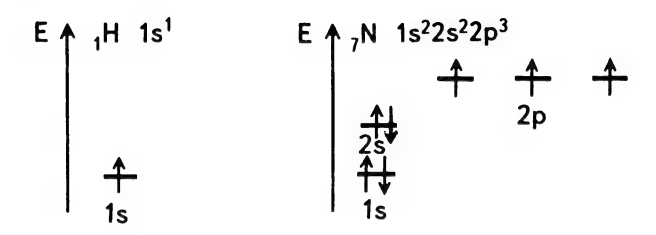


Рис. 32. Энергетическая схема электронных слоев.

энергии изображают в виде схемы (рис. 32). Условимся каждый электрон на орбитали обозначать стрелкой, а пару электронов — двумя разнонаправленными стрелками. Тогда электронные конфигурации атомов водорода ${}_1H$ и азота ${}_7N$ можно изобразить в виде схемы:



1. Изобразите схему электронной конфигурации атома гелия. Какой из атомов имеет больший размер — атом гелия или водорода? Учтите различие зарядов ядер атомов. По аналогии с моделью атома водорода нарисуйте модель атома гелия, приняв во внимание различие размеров атомов водорода и гелия.

2. Электронную конфигурацию атома алюминия ${}_{13}Al$ можно выразить формулой: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. Составьте схему распределения электронов по энергии. На какой орбитали электрон сильнее притягивается к ядру: а) на $2s$ или $3s$, б) на $2p$ или $3p$? Какое из электронных облаков — $2s$ или $3s$ — имеет меньший размер?

3. Дайте определение понятий: электронное облако, орбиталь, электронный слой, электронная конфигурация атома. Следите за правильностью их употребления при описании модели атома.

4. Составьте электронную конфигурацию и ее схему для атома магния. При этом учтите данные упражнения 2.

5. Как вы представляете себе расположение относительно друг друга одной *s*- и трех *p*-орбиталей в атоме? На рисунке за начало осей координат примите центр атомного ядра.

§ 32. Периодическая система и строение атома

1. Из каких частиц состоит атом? 2. От чего зависит заряд ядра и число электронов в электронной оболочке атома? 3. Какой смысл вкладывается в понятия: а) орбиталь, б) электронный слой? 4. Приведите схему, показывающую относительную энергию орбиталей: $1s$, $2s$, $2p$, $3s$, $3p$, $3d$. 5. Какое максимальное число электронов может находиться на: а) орбитали, б) данном (n) электронном слое? 6. Составьте схемы распределения электронов по орбиталям в атомах элементов трех первых периодов периодической системы. Прослеживается ли периодичность в строении атомов элементов этих периодов? Внимательно прочитайте материал параграфа и сопоставьте ваши предположения с текстом параграфа.

Рассмотрим сущность периодического закона, руководствуясь представлением о строении атома. Вам известно, что химический

элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра. Последний численно равен атомному номеру элемента в периодической системе. Заряд ядра определяет число электронов в электронной оболочке атома и его строение, а значит, и свойства химического элемента.

Теперь мы можем дать современную формулировку периодического закона.

Свойства химических элементов, а следовательно, и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда атомных ядер.

Обратимся к периодической системе элементов и рассмотрим строение электронных оболочек атомов 1—3-го периодов. Строение электронных оболочек атомов элементов 1-го периода периодической системы — водорода и гелия — мы уже обсудили. У этих элементов заполняется первый электронный слой.

В атомах элементов, расположенных во 2-м периоде, заполняется второй электронный слой. В первом же слое сохраняется электронная конфигурация элемента гелия. У первых двух элементов периода — лития $_3Li$ и бериллия $_4Be$ — электроны заполняют 2*s*-орбиталь:

$$_3Li\ 1s^22s^1 \qquad _4Be\ 1s^22s^2$$

Элементы, в атомах которых электроны внешнего слоя находятся на *s*-орбитали, называются *s*-элементами.

У последующих шести элементов 2-го периода заполняются 2*p*-орбитали. При этом в атоме бора $_5B$, углерода $_6C$ и азота $_7N$ 2*p*-орбитали заполняются по одному электрону.

В атомах же кислорода $_8O$, фтора $_9F$, неона $_{10}Ne$ происходит заполнение 2*p*-орбиталей по второму электрону.

Элементы, в атомах которых электроны внешнего слоя находятся на *p*-орбиталях, называются *p*-элементами.

У элементов 3-го периода электроны заполняют третий слой. Два первых слоя в атомах этих элементов завершены и имеют конфигурацию атома неона ($1s^22s^22p^6$). Приведем электронные конфигурации внешнего слоя атомов элементов 3-го периода:

	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Атомный номер	11	12	13	14	15	16	17	18
Строение внешнего электронного слоя атома	$3s^1$	$3s^2$	$3s^23p^1$	$3s^23p^2$	$3s^23p^3$	$3s^23p^4$	$3s^23p^5$	$3s^23p^6$

Как видим, заполнение орбиталей у атомов элементов 3-го периода происходит в той же последовательности, что и у атомов элементов 2-го периода.

Закономерности заполнения электронных оболочек у атомов элементов 4-го и последующих периодов рассмотрим в следующем

параграфе. Здесь же только отметим, что первые два элемента каждого периода являются *s*-элементами. С первого элемента каждого периода начинает заполняться в атомах новый электронный слой:

H	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
$1s^1$	$2s^1$	$3s^1$	$4s^1$	$5s^1$	$6s^1$	$7s^1$

Каждый период (кроме первого) заканчивается шестью *p*-элементами. В конце периода находится элемент, у которого электронная конфигурация внешнего слоя атома включает восемь электронов:

Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
$2s^22p^6$	$3s^23p^6$	$4s^24p^6$	$5s^25p^6$	$6s^26p^6$

Таким образом, с увеличением заряда ядра наблюдается периодическая повторяемость электронных конфигураций внешнего слоя атомов *s*- и *p*-элементов.

? 1. Приведите электронную конфигурацию атомов следующих химических элементов: а) фосфора, б) кремния, в) хлора, г) кальция. К *s*- или *p*-элементам они относятся?

2. Приведите символы элементов, а также электронные конфигурации и энергетические схемы внешнего электронного слоя атомов: а) *p*-элементов IV группы, б) *p*-элементов VII группы.

3. У какого элемента — бериллия или магния — размер атома больше? Дайте объяснение.

4. От атома какого элемента — лития или калия — легче оторвать электрон внешнего слоя? Ответ обоснуйте.

5. Сопоставьте формулировки периодического закона — данную Д. И. Менделеевым и современную.

§ 33. Структура периодической системы Д. И. Менделеева

1. Какое число химических элементов находится в 1-м и последующих периодах периодической системы? 2. Почему число химических элементов в 1-м и 2-м периодах разное? 3. Из скольких орбиталей состоит третий электронный слой атома? Какое максимальное число электронов может находиться в этом слое?

Со структурой периодической системы в общих чертах вы уже знакомы. Для того чтобы предсказывать свойства химического элемента по его положению в периодической системе, нужно рассмотреть ее строение более подробно.

В периодической системе семь периодов. Три первых периода называются *малыми*, а остальные — *большими*. Почему число элементов в периодах разное? Ответить на этот вопрос вы сможете, когда познакомитесь со строением атомов химических элементов больших периодов.

4-й период состоит из 18 элементов. Два первых элемента — это *s*-элементы (K, Ca), в атомах которых заполняется внешний электронный слой (4*s*-орбиталь). Последние шесть элементов — это *p*-элементы (Ga, Ge, As, Se, Br, Kr). В их атомах также заполняется внешний электронный слой (4*p*-орбитали). Между *s*- и *p*-элементами расположены десять *d*-элементов. В их атомах заполняются *d*-орбитали предвнешнего электронного слоя.

На внешнем же слое (на 4*s*-орбитали) находятся два или один электрон. Заполнение пяти 3*d*-орбиталей в атомах десяти *d*-элементов 4-го периода происходит следующим образом:

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
$3d^14s^2$	$3d^24s^2$	$3d^34s^2$	$3d^54s^1$	$3d^54s^2$	$3d^64s^2$	$3d^74s^2$	$3d^84s^2$	$3d^{10}4s^1$	$3d^{10}4s^2$

В атомах хрома на внешнем слое имеется только один электрон. Происходит как бы перескок электрона; второй 4*s*-электрон перемещается в предвнешний слой. Это приводит к заполнению по одному электрону всех пяти 3*d*-орбиталей:

↑ ↑ ↑ ↑ ↑

$3d^5$

Таким же образом в атоме меди переход одного из 4*s*-электронов в предвнешний слой приводит к заполнению каждой из 3*d*-орбиталей двумя электронами:

↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓

$3d^{10}$

5-й период, как и 6-й, состоит из 18 элементов. В нем также два *s*-элемента (Rb, Sr), десять *d*-элементов (Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd) и шесть *p*-элементов (In, Sn, Sb, Te, I, Xe). В атомах *s*- и *p*-элементов заполняется внешний слой (орбитали 5*s* и 5*p*), а в атомах *d*-элементов — предвнешний слой (4*d*-орбитали).

6-й период состоит из 32 элементов. В нем, кроме двух *s*-элементов, десяти *d*-элементов и шести *p*-элементов, находятся четырнадцать *f*-элементов *(лантаноиды)*. В атомах *f*-элементов «достраивается» третий снаружи слой, электроны заполняют 4*f*-орбитали.

s-Элементы находятся во всех периодах, *p*-элементы — во 2-м и последующих, *d*-элементы находятся в 4-м и последующих периодах, а *f*-элементы — в 6-м и 7-м периодах.

Таким образом, разное число электронов в периодах объясняется закономерностями заполнения электронных оболочек атомов.

Элементы периодической системы делятся на восемь групп. Каждая из групп состоит из подгрупп элементов — главной и побочной. Главную подгруппу составляют *s*-элементы и *p*-элементы, а побочную подгруппу составляют *d*-элементы. Рассмотрим, например, IV группу периодической системы элементов.

В нее входят следующие элементы:

Главная подгруппа (подгруппа углерода)	Побочная подгруппа (подгруппа титана)
C ... $2s^22p^2$	Ti ... $3d^24s^2$
Si ... $3s^23p^2$	Zr ... $4d^25s^2$
Ge ... $4s^24p^2$	Hf ... $5d^26s^2$
Sn ... $5s^25p^2$	Ku ... $6d^27s^2$
Pb ... $6s^26p^2$	

p-Элементы — углерод C, кремний Si, германий Ge, олово Sn и свинец Pb — образуют главную подгруппу — *подгруппу углерода*. Побочную подгруппу — *подгруппу титана* — составляют *d*-элементы — титан Ti, цирконий Zr, гафний Hf и курчатовий Ku.

От всех других групп отличается VIII группа. В ней помимо главной подгруппы (подгруппа гелия) имеются не одна, а три побочные подгруппы — подгруппа железа, подгруппа кобальта, подгруппа никеля.

Особое положение в периодической системе занимают элементы 1-го периода — водород ($1s^1$) и гелий ($1s^2$). Водород обычно относят к VII или I группе, а гелий — к VIII группе.

Итак, периодическая система Д. И. Менделеева представляет собой *естественную классификацию элементов по электронным структурам атомов. По мере возрастания заряда ядра атомов химических элементов периодически изменяется строение их электронных оболочек.*

Как вы знаете, в ряду химических элементов наблюдается не только повторение электронной конфигурации внешнего электронного слоя атомов, но и усложнение строения электронной оболочки атомов. Поэтому у элементов с одинаковым строением внешнего электронного слоя атомов проявляется как сходство, так и различие в свойствах.

? 1. Выпишите в тетрадь и заполните таблицу 6.

Таблица 6

Порядок заполнения электронами орбиталей атомов

С какого элемента начинают заполняться электронами орбитали													
1*s*	2*s*	2*p*	3*s*	3*p*	3*d*	4*s*	4*p*	4*d*	5*s*	5*p*	5*d*	6*s*	6*p*

2. Приведите электронные конфигурации двух последних слоев у атомов элементов VII группы: а) К *s*-, *p*- или *d*-элементам они относятся? б) Назовите элементы главной и побочной подгруппы. в) В чем сходство и в чем различие в структуре атомов элементов этих подгрупп? г) Какова высшая степень окисления

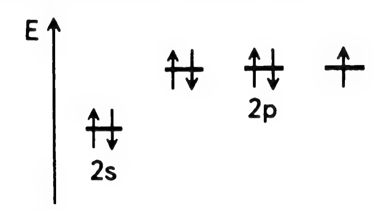
элементов VII группы? д) Приведите формулы оксидов, отвечающих высшей степени окисления элементов.

3. На какие подгруппы делятся элементы VI группы? Какова высшая степень окисления этих элементов? Каков состав оксидов в высшей степени окисления этих элементов?

Упражнения в определении строения атома по положению химического элемента в периодической системе Д. И. Менделеева

Пример 1. Какое число электронов находится на внешнем слое атома фтора? Составить электронную конфигурацию внешнего слоя электронной оболочки атома фтора.

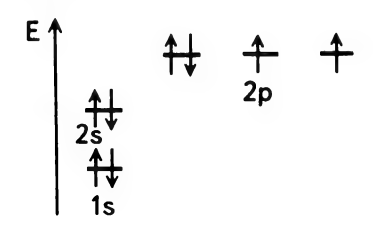
Элемент фтор $_9F$ — находится в VII группе, главной подгруппе периодической системы, это *р*-элемент. Поэтому на внешнем слое атома фтора находится семь электронов. Поскольку фтор — элемент 2-го периода, внешним слоем его атома является второй слой. Тогда электронная конфигурация внешнего слоя электронной оболочки атома будет: $2s^2 2p^5$ или



Задание 1. Какое число электронов находится на внешнем слое электронной оболочки атомов: а) натрия, б) бериллия, в) кремния, г) углерода?

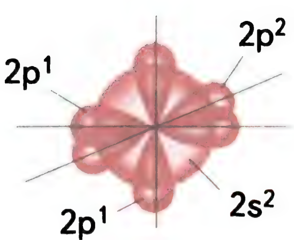
Пример 2. Составить электронную конфигурацию атома кислорода и энергетическую схему распределения электронов по орбиталям, нарисовать модель строения внешнего электронного слоя атома.

Элемент кислород $_8O$ расположен во 2-м периоде. Следовательно, его электроны находятся на орбиталях двух первых слоев электронной оболочки. Кислород — элемент VI группы, главной подгруппы, *р*-элемент. Следовательно, у него шесть внешних электронов. Тогда схема распределения электронов имеет вид:



Электронная конфигурация атома кислорода $_8O$: $1s^22s^22p^4$. Число электронов согласуется с атомным номером элемента.

Изобразим расположение 2*s*- и 2*p*-орбиталей относительно друг друга. За начало осей координат примем центр атомного ядра.



Задание 2. Определите электронную конфигурацию атома: а) магния, б) алюминия. Составьте энергетическую схему распределения электронов по орбиталям.

Задание 3. Составьте электронную конфигурацию, энергетическую схему распределения электронов по орбиталям и модель строения внешнего слоя атомов: а) азота, б) фосфора, в) хлора, г) серы.

§ 34. Атомные радиусы как функция атомного номера элементов

1. Какие из нижеперечисленных свойств химических элементов изменяются периодически в зависимости от атомного номера элементов: а) относительная атомная масса, б) электронная конфигурация атома, в) радиус атома? 2. Почему химические элементы данной подгруппы проявляют сходство в свойствах? Как вы думаете, в чем причина различия в свойствах химических элементов подгруппы?

Вам известно, что сходство в свойствах элементов одной и той же подгруппы объясняется тем, что их атомы имеют одинаковое число валентных электронов. А чем обусловливается различие в свойствах элементов подгруппы? Например, почему химический элемент углерод отличается по свойствам от химического элемента свинца?

Казалось бы, тот и другой элемент относятся к одной и той же подгруппе периодической системы Д. И. Менделеева. Внешний электронный слой их атомов имеет одинаковое строение:

E ↑ C $2s^22p^2$ — 2s: ↑↓; 2p: ↑ ↑

E ↑ Pb $6s^26p^2$ — 6s: ↑↓; 6p: ↑ ↑

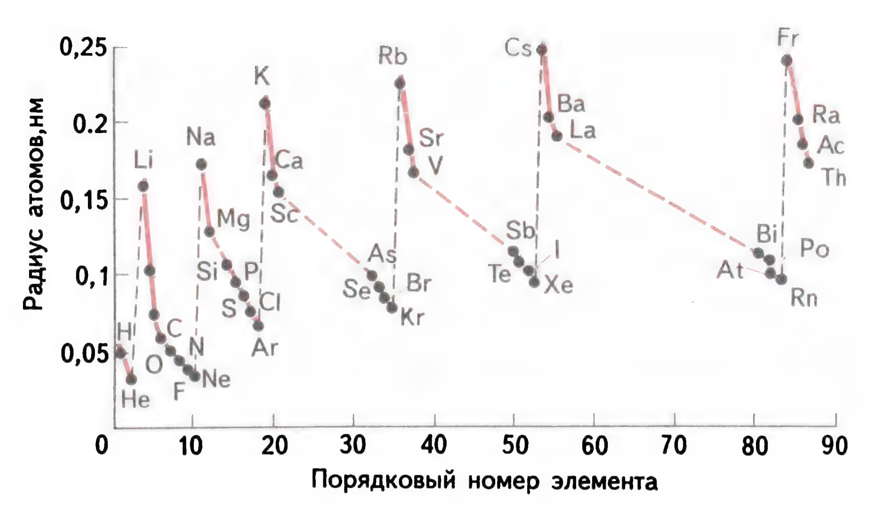


Рис. 33. Радиусы атомов как функция порядкового номера элементов.

Но у атома углерода ($2s^22p^2$) электроны внешнего слоя находятся на орбиталях второго слоя, а у атома свинца ($6s^26p^2$) — на орбиталях шестого слоя. Нетрудно догадаться, что атомы углерода и свинца различаются размерами: атом свинца имеет больший радиус, чем атом углерода. В подгруппах элементов с возрастанием атомного номера элемента наблюдается тенденция к увеличению радиусов атомов.

Проследим, как изменяются в зависимости от атомного номера элемента радиусы атомов в периодах. Для этого воспользуемся данными, приведенными на рисунке 33. Как видно из рисунка, наибольший радиус имеет атом элемента, с которого начинается период (H, Li, Na, K, Rb, Cs). А наименьший радиус имеет атом элемента, который завершает период (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). Это объясняется тем, что с увеличением заряда ядра и соответственно числа электронов в оболочке притяжение электронов к ядру возрастает, происходит как бы сжатие атомов.

Итак, размеры атомов определяются зарядом ядра и строением электронной оболочки атома. Поэтому изменение радиусов атомов с увеличением атомного номера элемента носит четко выраженный периодический характер (рис. 33). *В подгруппах прослеживается тенденция к увеличению размеров атомов, а в периодах — тенденция к их уменьшению.*

? 1. Ниже приведены значения радиусов атомов *s*-элементов I группы.

Химический элемент	Li	Na	K	Rb	Cs
Радиус атома, нм	0,16	0,17	0,22	0,23	0,25

По этим данным постройте график зависимости радиусов атомов от атомного номера химического элемента.

2. Почему при переходе от последнего элемента данного периода к первому элементу последующего периода радиусы атомов резко возрастают?

3. Атом химического элемента — лития или натрия — легче теряет электрон. Ответ обоснуйте.

4. При одинаковой электронной конфигурации атомов химические элементы углерод и свинец резко отличаются по свойствам. Как вы думаете, чем это объясняется?

§ 35. Энергия ионизации атомов как функция атомного номера элементов

1. Какой заряд будет иметь ион, если атом натрия потерял один электрон? 2. Как вы думаете, каков характер изменения прочности связи электрона внешнего слоя с ядром в ряду: Li — Na — K — Rb — Cs — Fr?

Для понимания свойств химического элемента важно знать, насколько прочно удерживаются электроны в его атоме. Прочность связи электрона с ядром оценивают значением энергии ионизации атома ($E_и$).

Энергия ионизации атома — это количество энергии, которое необходимо для отрыва электрона от атома элемента (Э):

$$Э + E_и = Э^+ + e^-$$

Энергию ионизации выражают в джоулях на моль (или кДж/моль).

Изменение энергии ионизации атома с увеличением атомного номера элементов имеет отчетливо выраженный периодический характер. Как видно из рисунка 34, в периодах с ростом заряда ядра энергия ионизации атома в целом возрастает. Это свидетельствует об усилении связи электрона с ядром. Наименьшей энергией ионизации обладают атомы химических элементов, с которых начинается период (H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr). Наибольшая же энергия ионизации проявляется у атома последнего элемента периода (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).

В подгруппах s- и p-элементов с возрастанием атомного номера элементов проявляется тенденция к уменьшению энергии ионизации атомов. Объясняется это следующим образом: при одинаковой электронной конфигурации внешнего слоя легче оторвать электрон у атома, имеющего большой радиус. Внешний электрон атома с бóльшим радиусом оказывается в наибольшем удалении от ядра, и его связь с ядром ослаблена.

Изучение значений энергии ионизации атомов свидетельствует о слоистом строении электронной оболочки атомов. Так, отрыв первого электрона от атома натрия ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) требует значительно меньшей энергии (496 кДж/моль), чем отрыв второго электрона (4564 кДж/моль). Первый электрон $3s^1$ удаляется с внешнего слоя, а второй электрон $2p^1$ — с предвнешнего слоя атома. Притяжение электрона $3s$ значительно слабее, чем притяжение электрона предвнешнего слоя.

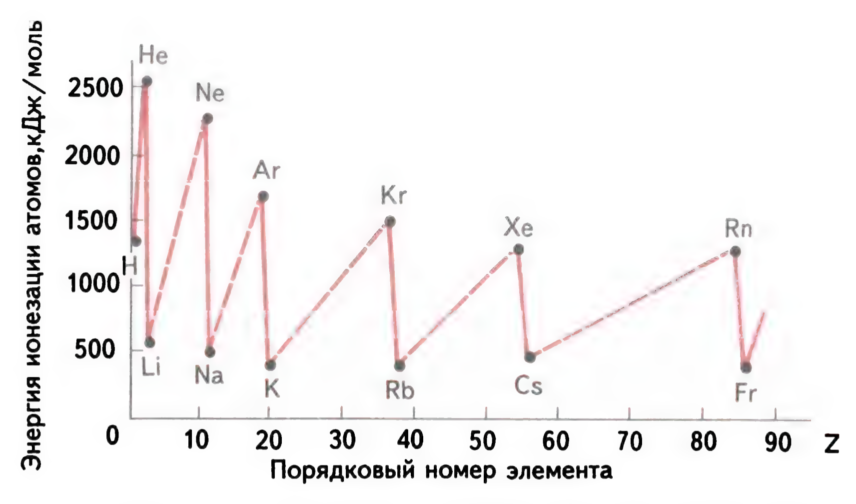


Рис. 34. Энергия ионизации атомов как функция порядкового номера элементов.

В отличие от атомов неметаллов атомы металлов характеризуются небольшими значениями энергии ионизации.

? 1. Ниже приведены значения энергии ионизации атомов *s*-элементов I группы.

Химический элемент	Li	Na	K	Rb	Cs
Энергия ионизации атома, кДж/моль	520	496	419	403	376

По этим данным постройте график зависимости энергии ионизации атомов от атомного номера химического элемента. Сравните ход полученной кривой и кривой, построенной в упражнении 1 к § 34. Дайте объяснения.

2. Для отрыва первого, второго, третьего, четвертого и пятого электронов у атома углерода необходима следующая энергия:

Энергия ионизации,	E_{u_1}	E_{u_2}	E_{u_3}	E_{u_4}	E_{u_5}
кДж/моль	1086	2353	4619	6222	37 827

Приведите электронную конфигурацию атома углерода и ответьте на следующие вопросы: а) Почему для отрыва второго электрона от атома требуется большая энергия, чем для отрыва первого электрона ($E_{u_1} < E_{u_2}$), а для отрыва третьего электрона требуется большая энергия, чем для отрыва второго ($E_{u_2} < E_{u_3}$) и т. д.? б) Почему между значениями E_{u_4} и E_{u_5} наблюдается резкий скачок?

3. Приведите электронную конфигурацию атомов K, Ca, Ba. Какие электроны связаны с ядром слабее всего? Каков заряд иона, образующегося при отрыве этих электронов от атома?

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ 11

Оксиды и гидроксиды элементов 3-го периода

В этой работе вам предстоит выяснить кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов[1] элементов 3-го периода в их высшей степени окисления. На основании наблюдений сделайте заключение о характере изменения свойств гидроксидов элементов 3-го периода в зависимости от их атомного номера.

Опыт 1. В пробирке к оксиду натрия[2] по каплям прилейте воду. Объясните наблюдаемое. С помощью кислотно-основного индикатора проверьте характер среды полученного раствора. Составьте уравнение реакции, запишите изменение окраски индикатора. К каким оксидам — кислотным или основным — относится оксид натрия и гидроксид натрия?

Опыт 2. В пробирку с порошком оксида магния прилейте воду. Растворяется ли оксид магния в воде? Смесь взболтайте. Проверьте с помощью индикаторной бумажки характер среды. Отметьте изменение окраски индикатора. Напишите уравнение реакции.

Затем в пробирку добавьте по каплям соляную кислоту. Объясните наблюдаемое. Составьте уравнения реакций.

Проверьте, растворяется ли оксид магния в растворе щелочи. Каковы кислотно-основные свойства оксида магния и гидроксида магния?

Опыт 3. Проверьте отношение к воде оксида алюминия. Изменяет ли свою окраску индикатор?

Опыт 4. Получите гидроксид алюминия реакцией обмена, используя имеющиеся в лаборатории реактивы. (Обратитесь к таблице растворимости солей и гидроксидов.) Раствор щелочи добавляйте по каплям до образования осадка. Обратите внимание на внешний вид образовавшегося осадка. Осадок разделите на две части. К одной части осадка прилейте соляную кислоту до его растворения. Объясните наблюдаемое. Составьте уравнения реакций.

К другой части осадка прилейте раствор щелочи. Что вы наблюдаете? Как относится гидроксид алюминия к щелочи? Объяснить эту реакцию вы сможете, изучив материал § 36. Почему при получении гидроксида алюминия реакцией обмена раствор щелочи следует приливать по каплям, избегая избытка?

Опыт 5. В пробирку с оксидом кремния (IV) прилейте воду. Растворяется ли этот оксид в воде? Изменяется ли окраска индикатора? Объясните наблюдаемое.

---

[1] В широком смысле слова под гидроксидами понимают как основания, так и кислородсодержащие кислоты.

[2] Вместо оксида натрия можно взять оксид лития, который по химическим свойствам близок к оксиду натрия.

Опыт 6. В пробирке к оксиду фосфора (V) прилейте по каплям воду до растворения осадка. Объясните наблюдаемое. Исследуйте характер среды раствора. Составьте уравнение реакции; запишите изменение окраски индикатора.

? 1. Как изменяется активность взаимодействия с водой оксидов в ряду: оксид натрия, оксид магния, оксид алюминия, оксид кремния (IV), оксид фосфора (V)? Каков характер среды их растворов?

2. Каковы кислотно-основные свойства оксида серы (VI) и оксида хлора (VII)? Составьте уравнения реакций этих оксидов с водой.

3. Приведите формулы гидроксидов (соответственно оснований или кислот) элементов 3-го периода в их высшей степени окисления. Какова химическая природа гидроксидов: а) элемента I группы — натрия; б) элемента VII группы — хлора?

4. Что вы можете сказать о кислотно-основной природе гидроксида алюминия?

§ 36. Положение элементов в периодической системе и свойства их оксидов и гидроксидов

Просмотрите в лабораторном журнале результаты наблюдений на лабораторном занятии 11. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов высшей степени окисления элементов в ряду Na — Cl? Как экспериментально установить кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов?

Рассмотрим, как изменяются состав и свойства оксидов и гидроксидов элементов 3-го периода (табл. 7). В периоде закономерно изменяется электронная конфигурация атомов:

Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
$3s^1$	$3s^2$	$3s^23p^1$	$3s^23p^2$	$3s^23p^3$	$3s^23p^4$	$3s^23p^5$	$3s^23p^6$

Поэтому закономерно изменяется также значение высшей степени окисления элементов, а следовательно, и состав оксидов элементов в их высшей степени окисления:

Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	—

При обсуждении свойств этих оксидов воспользуемся результатами опытов, которые вы проделали на предыдущем уроке. Как вы уже знаете, оксид натрия Na_2O с водой реагирует активно и при этом образуется растворимое в воде основание — щелочь $NaOH$:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$
$$Na_2O + H_2O = 2Na^+ + 2OH^-$$

Реакция сопровождается выделением большого количества теплоты.

Таблица 7

Положение элементов в периодической системе и свойствах их высших оксидов и гидроксидов

Группа	2-й период							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Химический элемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Электроны внешнего слоя атома	$2s^1$	$2s^2$	$2s^22p^1$	$2s^22p^2$	$2s^22p^3$	$2s^22p^4$	$2s^22p^5$	$2s^22p^6$
Высшая степень окисления	+1	+2	+3	+4	+5	+2	—	—
Оксид								
осно́вный	Li_2O							
амфотерный		BeO						
кислотный			B_2O_3	CO_2	N_2O_5	—	—	—
Гидроксид								
осно́вный	$LiOH$							
амфотерный		$Be(OH)_2$						
кислотный			H_3BO_3	H_2CO_3	HNO_3	—	—	—

Группа	3-й период							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Химический элемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Электроны внешнего слоя атома	$3s^1$	$3s^2$	$3s^23p^1$	$3s^23p^2$	$3s^23p^3$	$3s^23p^4$	$3s^23p^5$	$3s^23p^6$
Высшая степень окисления	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	—
Оксид								
осно́вный	Na_2O	MgO						
амфотерный			Al_2O_3					
кислотный				SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	—
Гидроксид								
осно́вный	$NaOH$	$Mg(OH)_2$						
амфотерный			$Al(OH)_3$					
кислотный				H_4SiO_4	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$	—

Гидроксид же магния $Mg(OH)_2$ в воде растворяется плохо. Поэтому вы не наблюдали растворения оксида магния MgO в воде. Однако с помощью индикатора вы обнаружили щелочную среду. Следовательно, какое-то количество MgO все же реагирует с водой:

$$MgO + H_2O = Mg(OH)_2$$

Что же касается оксида алюминия, то при обычных условиях этот оксид с водой не взаимодействует вообще. Таким образом, в ряду Na_2O — MgO — Al_2O_3 активность взаимодействия с водой уменьшается. Можно сделать вывод, что в этом ряду основные признаки оксидов ослабевают.

Не взаимодействует с водой и оксид кремния SiO_2. Но ему соответствует кремниевая кислота H_4SiO_4.

Оксид же фосфора (V) P_2O_5 энергично взаимодействует с водой:

$$3H_2O + P_2O_5 = 2H_3PO_4$$

При этом выделяется большое количество теплоты.

Еще активнее взаимодействует с водой оксид серы (VI) SO_3:

$$H_2O + SO_3 = H_2SO_4$$

или

$$H_2O + SO_3 = 2H^+ + SO_4^{2-}$$

и оксид хлора (VII) Cl_2O_7:

$$H_2O + Cl_2O_7 = 2HClO_4$$

или

$$H_2O + Cl_2O_7 = 2H^+ + 2ClO_4^-$$

В ряду SiO_2 — P_2O_5 — SO_3 — Cl_2O_7 кислотные признаки оксидов усиливаются.

Таким образом, в периоде при переходе от одного элемента к другому наблюдается ослабление основных и усиление кислотных свойств высших оксидов:

$$Na_2O \quad MgO \quad Al_2O_3 \quad SiO_2 \quad P_2O_5 \quad SO_3 \quad Cl_2O_7 \longrightarrow$$

Ослабление основных и усиление кислотных свойств оксидов

Подобным образом можно проанализировать характер изменения в периоде свойств гидроксидов, отвечающих высшей степени окисления элементов:

$$NaOH \quad Mg(OH)_2 \quad Al(OH)_3 \quad H_4SiO_4 \quad H_3PO_4 \quad H_2SO_4 \quad HClO_4 \longrightarrow$$

Ослабление осно́вных и усиление кислотных свойств гидроксидов

Чтобы закончить обсуждение закономерностей в изменении свойств оксидов и гидроксидов элементов 3-го периода, воспроизведем еще один выполненный вами опыт. Вы получили гидроксид алюминия

$$Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3\downarrow,$$



Рис. 35. Координация атомов в ионах типа $ЭO_6^{n-}$.

например, следующей реакцией обмена:

$$Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH = \\ = 2Al(OH)_3\downarrow + 3Na_2SO_4$$

К одной части полученного осадка гидроксида алюминия вы приливали соляную кислоту, а к другой — раствор щелочи. И в этом и в другом случае гидроксид алюминия растворяется. Это означает, что $Al(OH)_3$ вступает в реакцию как с кислотой, так и с основанием. Гидроксиды, которые взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями, называются *амфотерными*[1].

Амфотерные свойства проявляют также оксиды, которым соответствуют амфотерные гидроксиды. Например, оксид алюминия при некоторых условиях также взаимодействует и с кислотами, и с основаниями.

Подведем итог. В ряду элементов периода ослабевают свойства осно́вных оксидов и гидроксидов и усиливаются в том же направлении их кислотные свойства. Переход от основных к кислотным оксидам и гидроксидам осуществляется в периоде через амфотерный оксид и гидроксид. Подобный вывод справедлив для химических элементов 2-го и 3-го периодов периодической системы элементов. Закономерности для элементов больших периодов значительно сложнее. О них вы узнаете позднее.

В таблице 7 приведены формулы оксидов и гидроксидов элементов 2-го и 3-го периодов. В ней указаны кислотно-осно́вные свойства соединений.

?

1. Почему при получении амфотерных гидроксидов реакцией обмена нельзя приливать избыток раствора щелочи?

2. Составьте уравнения реакций CaO с гидроксидами: Si (IV), P (V), S(VI) и Cl (VII).

3. Азот и фосфор находятся в одной и той же группе периодической системы. Однако структуры азотной и фосфорной кислот различны. В кислотном остатке азотной кислоты вокруг атома азота расположены только три атома кислорода, а в кислотном остатке фосфорной кислоты вокруг атома фосфора размещены четыре атома кислорода (рис. 29,*а*, *б*). Какое вы можете дать объяснение?

4. В кислотном остатке теллуровой кислоты атом теллура окружен шестью атомами кислорода (рис. 35). Приведите формулу теллуровой кислоты, имея в виду, что степень окисления теллура равна +6. Почему структура кислотного остатка теллуровой кислоты отличается от структуры сульфат-иона?

---

[1] По-гречески амфотерность означает «обоюдный», «двусторонний», «двойственный». Вспомните героя фантастической повести А. Беляева «Человек-амфибия», его способность дышать в воде и на суше, или класс амфибий (земноводных), имеющих легочное и кожное дыхание.

§ 37. Взаимодействие атомов. Химическая связь

1. Прочитайте по учебнику физики об электрическом поле. 2. Как взаимосвязаны представления о вероятности нахождения электрона около ядра в атоме и плотности электронного облака? 3. Приведите формулы молекул: а) водорода, б) кислорода, в) воды.

При обычных условиях атомы большинства химических элементов связаны в химические соединения. Почему атомы взаимодействуют друг с другом? Как осуществляется химическая связь между атомами? От чего зависит состав соединения? Почему молекулы химического соединения всегда имеют один и тот же состав? Например, молекулы водорода всегда имеют состав H_2, кислорода O_2, воды H_2O.

Рассмотрим природу химической связи на примере образования молекулы водорода из атомов:

$$H + H = H_2$$

Представим себе, что два атома водорода находятся на очень большом расстоянии r друг от друга и не взаимодействуют между собой. Как будет изменяться потенциальная энергия системы при сближении атомов? При сближении начинают действовать силы притяжения между ядром одного атома и электроном другого, а также силы отталкивания между ядрами и между электронами.

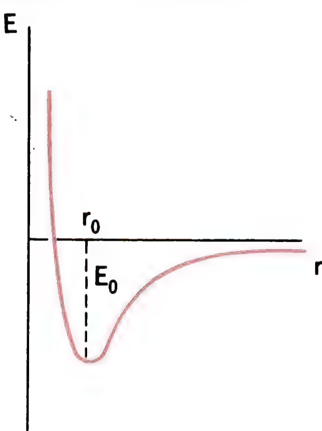


Рис. 36. Изменение потенциальной энергии при взаимодействии атомов в зависимости от расстояния между ними.

Расчеты показывают, что с некоторого расстояния силы притяжения преобладают над силами отталкивания. При дальнейшем сближении атомов, наоборот, силы отталкивания преобладают над силами притяжения. Поэтому, как видно из рисунка 36, потенциальная энергия системы E при сближении атомов водорода вначале понижается, а затем повышается. Таким образом, зависимость $E = f(r)$ выражается кривой, имеющей минимум (рис. 36). При расстоянии между ядрами r_0 энергия системы минимальная (E_0).

Энергия системы имеет наименьшее (минимальное) значение, когда силы притяжения

равны силам отталкивания. Это отвечает наиболее устойчивому состоянию системы, т. е. образованию молекулы. При образовании молекулы из атомов появляется общая закономерность: *состояние системы наиболее устойчиво, когда ее энергия минимальна.*

«Глубина» минимума на кривой потенциальной энергии характеризует количество энергии E_0, которое выделяется при образовании молекулы H_2 из атомов.

Как показывают расчеты, отрицательно заряженные электроны в молекуле H_2 большую часть времени находятся между положительно заряженными ядрами и тем самым обеспечивают химическую связь между атомами.

Образование химической связи в молекуле H_2 можно представить в виде схемы перекрывания электронных облаков атомов водорода:

В результате перекрывания образуется связующее двухэлектронное облако с повышенной электронной плотностью между ядрами в молекуле, т. е. образуется химическая связь.

Способность атома элемента к образованию химических связей называется валентностью[1]. А электроны, принимающие участие в образовании химической связи, называются *валентными*. В молекуле H_2 химическая связь образовалась за счет перекрывания одноэлектронных облаков двух атомов.

Химическая связь между атомами, осуществляемая двумя электронами, называется ковалентной[2].

?

1. Почему атомы объединяются в молекулу? Дайте объяснение на примере образования молекулы водорода из атомов.
2. Нарисуйте схему перекрывания: а) *s*-электронных облаков двух атомов, б) *s*-электронного облака одного атома и *p*-электронного облака другого атома (по любой из осей *x*, *y*, *z*).
3. Приведите электронную конфигурацию атома кислорода и схему распределения электронов по орбиталям внешнего слоя атома. Сколько электронов атома кислорода могут участвовать в образовании связей с атомами водорода?

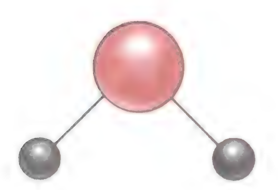
Упражнения по теме: «Химическая связь и строение молекул»

Строение молекул изображают разными способами. Когда хотят показать взаимное расположение атомов, используют шаростержневую модель. Ниже приведено изображение молекулы воды в виде шаростержневой модели.

---

[1] Валентность (от лат. valentia) означает «сила».

[2] Приставка *ко* означает совместное участие.



Химики чаще всего изображают молекулы в виде структурной формулы, например:

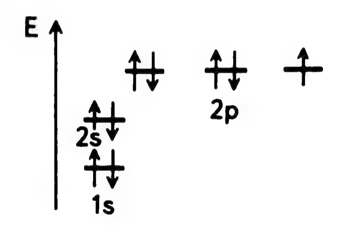
O
H H
105°

Каждый символ здесь обозначает «остов» атома — его ядро и электроны, которые не принимают участия в образовании связей. Черточки символизируют ковалентные связи.

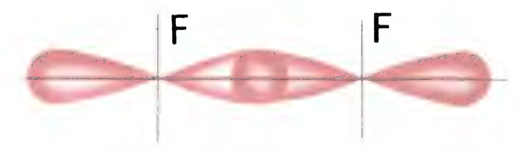
На данном занятии рассмотрим, как можно объяснить образование химических связей и структуры некоторых простейших молекул.

Пример 1. Молекула фтора двухатомная F_2. Как можно объяснить этот факт?

Фтор F — элемент 2-го периода VII группы. В его атоме 7 валентных электронов:



В атоме один непарный электрон. Поэтому возможно образование химической связи за счет перекрывания 2*p*-одноэлектронного облака одного атома и 2*p*-одноэлектронного облака другого атома:



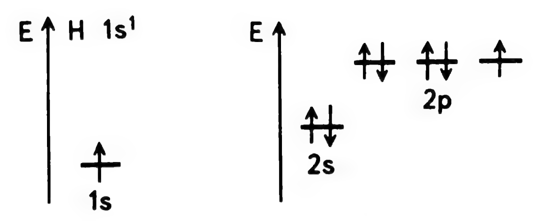
Структурная формула молекулы F_2:

F — F

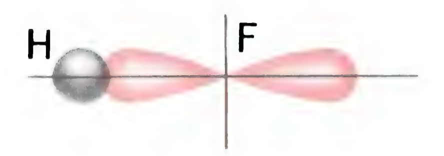
Задание 1. Почему молекула хлора двухатомна? За счет каких электронов в ней осуществляется ковалентная связь?

Пример 2. Как объяснить образование молекулы фторида водорода HF?

Молекула HF образована атомом водорода и атомом фтора. В атоме водорода один, а в атоме фтора семь валентных электронов:



Химическая связь образуется за счет перекрывания 1*s*-одноэлектронного облака атома водорода и 2*p*-одноэлектронного облака атома фтора:



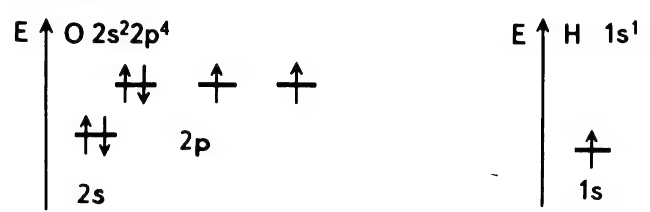
Поэтому состав молекулы фторида водорода выражается формулой HF. В ней одна ковалентная связь:

H — F

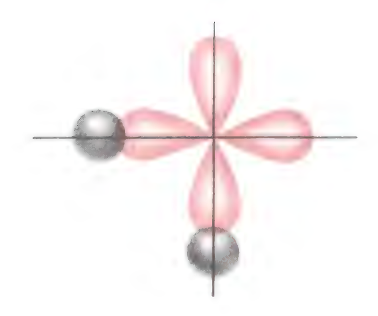
Задание 2. Каков состав молекулы хлорида водорода? Составьте схему, объясняющую образование химической связи. Приведите структурную формулу хлорида водорода.

Пример 3. Как объяснить состав и уголковое строение молекулы воды?

Приведем электронную конфигурацию внешнего слоя атомов кислорода и водорода. Кислород $_8$O *p*-элемент 2-го периода VI группы, имеет 6 валентных электронов ($2s^22p^4$), атом водорода H имеет 1*s*-валентный электрон:



Следовательно, атом кислорода может образовать две ковалентные связи, которые образуются за счет перекрывания 2*p*-одноэлектронных облаков атома кислорода и 1*s*-электронного облака двух атомов водорода:



Поэтому молекула воды имеет состав H_2O. Поскольку в химической связи принимают участие два *p*-электрона атома O, молекула H_2O имеет уголковую форму:

```
H—O
  |
  H
```

Задание 3. Исходя из строения атомов серы и водорода, объясните состав и строение молекулы сульфида водорода H_2S.

Задание 4. Вы знаете, что молекулы воды морей, рек, дождевой, а также воды, образованной при горении водорода, горючего газа (CH_4), всегда имеют состав H_2O. Объясните, почему молекулы данного вещества имеют один и тот же элементный состав и одно и то же строение независимо от способов получения.

Задание 5. Вылепите из пластилина шаростержневые модели молекул: а) фтора, б) хлора, в) фторида водорода, г) хлорида водорода, д) воды, е) сульфида водорода. Учтите, что атомы кислорода и серы, атомы фтора и хлора отличаются размерами (рис. 33). Наименьший размер из всех атомов имеет атом водорода.

§ 38. Полярные и неполярные связи. Электроотрицательность атома

В атомах одних элементов электроны притягиваются к ядру сильнее, в атомах других элементов — слабее. Это не может не отразиться на распределении электронной плотности связующего электронного облака в соединении. Так, в молекуле хлорида водорода HCl связующее электронное облако сильнее притягивается к атому хлора, чем к атому водорода. Вследствие этого на атоме хлора сосредоточивается отрицательный заряд, а на атоме водорода возникает положительный заряд $\overset{\delta+}{H}\overset{\delta-}{Cl}$. Заряды на атомах обозначаются буквой δ (читается «дельта») с соответствующим знаком $\delta+$ или $\delta-$.

Когда связующее электронное облако смещено в сторону од-

ного из атомов, химическую связь называют *полярной ковалентной*. Она присутствует во всех соединениях, образованных разными химическими элементами.

Свойство атома притягивать связующее электронное облако называется электроотрицательностью (ЭО). По уменьшению электроотрицательности элементы располагаются в ряд:

$$F > O > N > Cl > Br > S > P > C > H > Si > Al >$$
$$> Mg > Ca > Na > K > Cs$$

Наибольшей способностью притягивать связующее электронное облако обладает фтор, наименьшей — цезий. Чем выше электроотрицательность одного элемента и чем ниже другого, тем химическая связь полярнее. Так, фтор электроотрицательнее хлора. Значит, полярность связи во фториде водорода HF больше, чем в хлориде водорода HCl.

Знак заряда ($\delta+$ или $\delta-$) на атоме в соединении, как правило, совпадает со знаком степени окисления этого элемента. Например, в хлориде водорода HCl заряд на атоме водорода положительный ($\overset{\delta+}{H}$), а на атоме хлора отрицательный ($\overset{\delta-}{Cl}$)[1]. Степень же окисления водорода в HCl также положительная ($\overset{+1}{H}$), а степень окисления хлора — отрицательная ($\overset{-1}{Cl}$).

В простых веществах электронная плотность связующего электронного облака распределяется между связанными равноценными атомами, разумеется, симметрично. Такая химическая связь называется *неполярной ковалентной*.

Неполярная ковалентная связь и ионная связь — два предельных случая распределения электронной плотности. Неполярной связи отвечает равномерное распределение связующего двухэлектронного облака между одинаковыми атомами. Наоборот, при ионной связи связующее электронное облако полностью принадлежит одному из атомов. В большинстве же соединений химические связи оказываются промежуточными между этими видами связи, т. е. в них осуществляется полярная ковалентная связь. Связь рассматривают как ионную или неполярную в зависимости от того, к какому из предельных случаев она ближе по своему характеру.

? **1.** В каких из перечисленных химических соединений ковалентные связи неполярные, в каких — полярные: H_2, CO_2, SiO_2, NH_3, O_2, SO_3, SO_2, KCl, F_2, AlF_3, Al_2O_3, P_2O_5, N_2, HCl? В соединениях с полярными связями обозначьте заряд на атомах ($\delta+$ или $\delta-$) и степени окисления элементов. Составьте названия соединений. В каких из перечисленных соединений связь ионная?

2. В структурных формулах молекул: а) воды, б) сульфида водорода — укажите заряд на атомах ($\delta+$ или $\delta-$) и степени окисления элементов.

---

[1] $H^{0.17+}$ $Cl^{0.17-}$

§ 39. Положение элементов в периодической системе и структура их простых веществ

1. Приведите примеры простых веществ с: а) атомной кристаллической решеткой, б) молекулярной кристаллической решеткой, в) металлической кристаллической решеткой. 2. Каким образом осуществляется химическая связь в молекуле?

•

Как вы убедились, при переходе в периоде от *s*-элемента I группы к *p*-элементу VIII группы закономерно изменяются электронные конфигурации атомов элементов. Сказывается ли указанная закономерность на структуре и физических свойствах простых веществ, образованных соответствующими элементами?

Вам известно, что в твердом состоянии неметаллы имеют молекулярную или атомную кристаллическую решетку, а металлы — металлическую решетку.

Таблица 8

Положение химических элементов в периодической системе и типы кристаллических решеток их простых веществ

Период	Группа I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1							H_2	He
2	Li	Be	B	C	N_2	O_2	F_2	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P_4	S_8	Cl_2	Ar
4	K	Ca	Ba	Ge	As	Se	Br_2	Kr
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I_2	Xe
Тип кристаллической решетки	Металлическая			Атомная			Молекулярная	

Как видно из таблицы 8, в начале 2-го и последующих периодов расположены химические элементы, простые вещества которых имеют металлическую решетку. Далее следуют элементы, образующие простые вещества с атомной решеткой. И завершают период элементы, простые вещества которых имеют молекулярную решетку.

Рассмотрим каждый из этих типов кристаллических решеток простых веществ.

В узлах молекулярной кристаллической решетки находятся молекулы (см. рис. 5, 37). Между молекулами действуют межмолекулярные силы. Электроны, осуществляющие ковалентную связь между атомами в молекуле, по кристаллу не перемещаются.

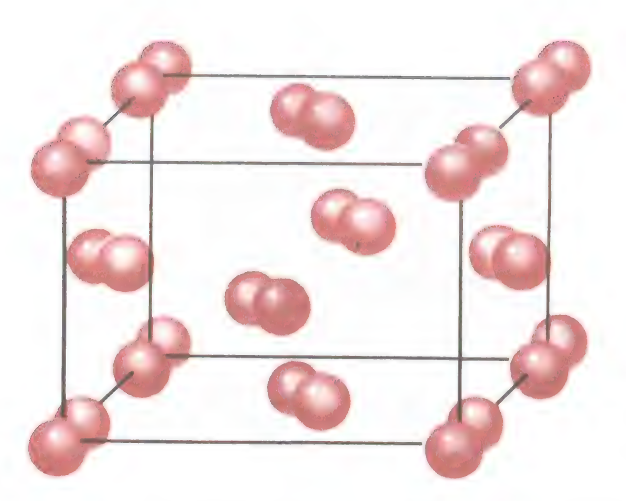
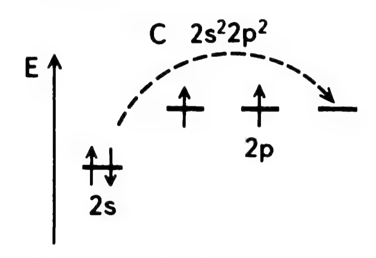


Рис. 37. Кристаллическая решетка иода.

Поэтому вещества с молекулярной кристаллической решеткой электрический ток не проводят. Это диэлектрики.

В узлах атомной кристаллической решетки расположены атомы, которые связаны ковалентной связью. Типичным представителем веществ с атомной кристаллической решеткой является алмаз — простое вещество, образованное химическим элементом углеродом. Атом углерода имеет четыре валентных электрона и четыре валентные орбитали:



Поэтому каждый из атомов углерода может образовать четыре ковалентные связи. Каждый из атомов в кристалле алмаза (см. рис. 7) соединен с четырьмя соседними. Так может объединяться друг с другом любое число атомов, образуя в совокупности «гигантскую молекулу» — кристалл. Ковалентные связи между соседними атомами очень прочны. Поэтому при обычных условиях электроны по кристаллу алмаза практически не перемещаются. Его электрическая проводимость ничтожно мала. Это диэлектрик.

Простые вещества, образованные большинством (около 75%) химических элементов, являются металлами. Они характеризуются общими физическими свойствами. Это свидетельствует о том, что металлы обладают одинаковым типом химической связи, которая получила название *металлической*.

Относительно природы химической связи в металлах можно су-

дить на основании их характерных свойств. Металлы проявляют высокую электрическую проводимость. А это значит, что электроны могут перемещаться по всему объему куска металла. В обычных условиях металлы являются кристаллическими веществами (за исключением ртути). На рисунке 38 приведена кристаллическая решетка натрия. Как видно из рисунка, каждый атом натрия окружен восемью соседними. Для образования восьми ковалентных связей атом должен был бы «предоставить» восемь электронов. А это невозможно, так как атом натрия имеет один валентный электрон ($3s^1$):

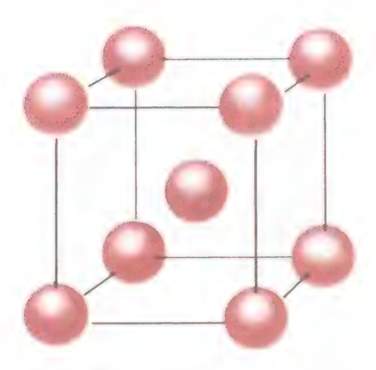


Рис. 38. Кристаллическая решетка натрия.

E ↑ Na $3s^1$

— — —
3p

↑
3s

Природу химической связи и характерные особенности металлов можно объяснить на примере натрия следующим образом. В кристалле валентные орбитали ($3s$, $3p$) соседних атомов перекрываются. Каждый атом «предоставляет» на связь четыре валентные орбитали и всего лишь один валентный электрон. Значит, в кристалле число электронов значительно меньше числа орбиталей. Поэтому электроны могут переходить из одной орбитали в другую. Тем самым электроны принимают участие в образовании связи между всеми атомами кристалла металла.

Из сказанного можно сделать следующий вывод. Простые вещества — металлы образуют элементы, у которых число валентных электронов на внешнем слое, как правило, невелико (1—3 электрона) по сравнению с общим числом внешних орбиталей. Кроме того, атомы характеризуются небольшими значениями энергии ионизации. Валентные электроны слабо удерживаются в атоме, т. е. имеют возможность перемещаться по всему кристаллу.

? **1.** За счет каких связей удерживаются: а) атомы в молекуле, б) молекулы в кристалле?

2. Почему пластинка из кремния или германия при сильном ударе разлетается на куски, а из олова или свинца только деформируется? Объясните, в каком случае и почему происходит разрушение химической связи.

3. Сравните электронные конфигурации внешнего слоя атомов углерода и свинца. Почему энергия ионизации атома углерода (1090 кДж/моль) больше энергии ионизации атома свинца (726 кДж/моль)? Почему простое вещество алмаз представляет собой неметалл, а простое вещество свинец — металл?

§ 40. Окислительно-восстановительные свойства простых веществ

1. Повторите по учебнику химии: § 7. Простые вещества. 2. Как располагаются в периодической системе элементы: а) образующие металлы, б) образующие неметаллы? 3. Составьте уравнения реакций образования из простых веществ: а) оксида меди (II), б) хлорида алюминия, в) оксида серы (IV), г) оксида углерода (IV).

Осуществим реакцию между типичным металлом натрием и типичным неметаллом хлором (рис. 39). Натрий при нагревании в атмосфере хлора загорается. При этом образуется белый дым, состоящий из кристалликов соли — ионного соединения — хлорида натрия (рис. 25):

$$2\overset{0}{Na}+\overset{0}{Cl_2}=2\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}$$

При реакции изменилась степень окисления элементов. В простых веществах степень окисления элементов — натрия и хлора — равна 0. В результате реакции степень окисления натрия изменилась до $+1$, а хлора до -1.

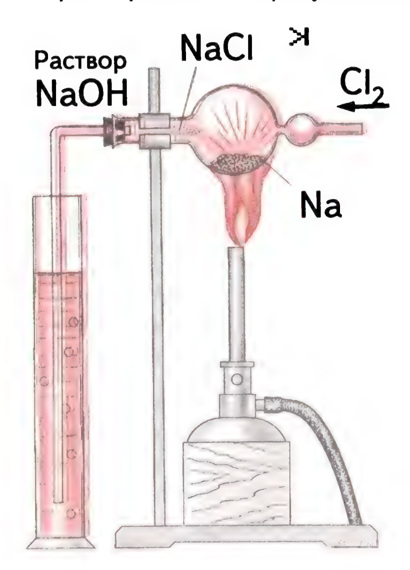


Рис. 39. Горение натрия в хлоре.

Вещество, в состав которого входит элемент, повышающий степень окисления, называют восстановителем. А вещество, в состав которого входит элемент, понижающий степень окисления, называют окислителем.

Понижение и повышение степени окисления элементов происходят одновременно и обусловливают друг друга.

Реакции, идущие с изменением степеней окисления элементов, называются окислительно-восстановительными.

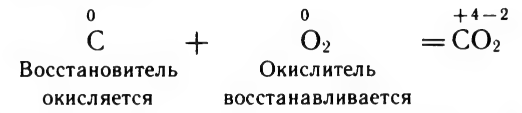
В окислительно-восстановительных реакциях окисляется восстановитель, восстанавливается окислитель. В наблюдаемом нами опыте натрий — восстановитель, он окисляется; хлор — окислитель, он восстанавливается:

$$\overset{0}{2Na} + \overset{0}{Cl_2} = 2\overset{+1\,-1}{NaCl}$$

Восстановитель окисляется — Окислитель восстанавливается

Как видим, при взаимодействии металла и неметалла металл играет роль восстановителя, а неметалл — роль окислителя.

Как вы знаете, между металлами и неметаллами нет резкой границы. Поэтому окислительно-восстановительные реакции возможны как между неметаллами, так и между металлами. При этом роль восстановителя играет простое вещество, образованное элементом с меньшей электроотрицательностью. Например, при горении угля в кислороде роль восстановителя играет уголь, а окислителя — кислород:



О способности простого вещества играть роль окислителя или восстановителя можно судить по положению образующего его химического элемента в периодической системе. Так, *s*-элемент I группы образует металл, который химически (как восстановитель) наиболее активен по сравнению с другими металлами, образованными элементами данного периода. Во 2-м периоде это литий Li, в 3-м — натрий Na, в 4-м — калий K и т. д. Напротив, *p*-элемент VII группы образует неметалл, который химически (как окислитель) наиболее активен по сравнению с другими неметаллами, образованными элементами данного периода: это фтор F_2, хлор Cl_2, бром Br_2 и т. д.

? 1. Составьте уравнения реакций образования из простых веществ: а) хлорида кальция, б) сульфида цинка, в) иодида цезия, г) оксида серы (IV), д) сульфида алюминия, е) оксида фосфора (V), ж) фторида калия. Какие из простых веществ играют роль: а) восстановителя, б) окислителя? Покажите, как изменяются степени окисления элементов в исходных веществах и продуктах реакции.

2. Приведите уравнение реакции получения гидроксида меди (II). Происходит ли изменение степени окисления элементов при реакциях обмена?

Упражнения по составлению уравнений окислительно-восстановительных реакций

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций основано на использовании степеней окисления элементов. В результате реакции степень окисления одного элемента повышается, другого — понижается. В состав окислителя входит элемент, у которого степень окисления понижается. В состав же восстановителя входит элемент, у которого степень окисления повы-

шается. Повышение степени окисления у одного элемента и ее понижение у другого элемента происходят одновременно.

Пример 1. При взаимодействии алюминия и серы

$$\overset{0}{Al} + \overset{0}{S} \rightarrow \overset{+3}{Al_2}\overset{-2}{S_3}$$

степень окисления алюминия повышается на 3 единицы:

$$\overset{0}{Al} \rightarrow \overset{+3}{Al} \quad (3-0=3),$$

а степень окисления серы понижается на 2 единицы:

$$\overset{0}{S} \rightarrow \overset{-2}{S} \quad (-2-0=-2)$$

Чтобы проставить коэффициенты в уравнении реакции, надо найти наименьшее общее кратное для чисел, показывающих повышение и понижение степеней окисления:

$$\begin{array}{l|l} \overset{0}{Al} \rightarrow \overset{+3}{Al} & 2 \\ \overset{0}{S} \rightarrow \overset{-2}{S} & 3 \end{array}$$

$$2\overset{0}{Al} + 3\overset{0}{S} = 2\overset{+3}{Al} + 3\overset{-2}{S}$$

Найденные коэффициенты перенесем в уравнение реакции:

$$2Al + 3S = Al_2S_3$$

Задание 1. Составьте уравнение реакции алюминия с хлором.

Задание 2. Составьте уравнение реакции горения магния в кислороде.

Пример 2. Горение сероводорода в кислороде можно выразить схемой:

$$H_2\overset{-2}{S} + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+4}{S}\overset{-2}{O_2} + H_2\overset{-2}{O}$$

Составить уравнение реакции.

Рассматриваемый процесс сопровождается изменением степени окисления серы и кислорода:

$$\overset{-2}{S} \rightarrow \overset{+4}{S} \downarrow \overset{0}{O} \rightarrow \overset{-2}{O}$$

Степень окисления серы повышается на 6 единиц:

$$4-(-2)=6,$$

а степень окисления кислорода уменьшается на 2 единицы:

$$-2-0=-2$$

Следовательно:

$$\overset{-2}{S} \to \overset{+4}{S} \quad \Big| \ 2$$
$$\overset{0}{O} \to \overset{-2}{O} \quad \Big| \ 6$$

$$2\overset{-2}{S} + 6\overset{0}{O} = 2\overset{+4}{S} + 6\overset{-2}{O}$$

или

$$2\overset{-2}{S} + 3\overset{0}{O_2} = 2\overset{+4}{S} + 6\overset{-2}{O}$$

Чтобы осуществилась окислительно-восстановительная реакция, на 2 моль атомов $\overset{-2}{S}$ приходится 3 моль молекул O_2:

$$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$$

Из 3 моль молекул O_2 образуется 6 моль атомов O: 4 моль атомов входит в состав 2 моль молекул SO_2 и 2 моль в 2 моль молекул H_2O.

Задание 3. Составьте уравнение реакции образования хлорида сурьмы (III) из простых веществ.

Задание 4. Горение серы в атмосфере фтора приводит к образованию высшего фторида серы. Составьте уравнение реакции.

Задание 5. Составьте уравнение реакции окисления кислородом SO_2 в SO_3.

Задание 6. Составьте уравнение неполного сгорания сероводорода:

$$H_2S + O_2 \to S + H_2O$$

Задание 7. Составьте уравнение реакции получения сульфата меди (II) при взаимодействии оксида меди (II) и серной кислоты. Происходит ли изменение степеней окисления элементов при этой реакции?

ВОДОРОД

Вы познакомились с некоторыми важными теоретическими положениями химической науки. Воспользуемся ими для предсказания и изучения свойств химических элементов и их соединений.

Памятка к изучению химического элемента

Вы владеете главным инструментом познания химии — периодическим законом и ориентируетесь в закономерностях структуры периодической системы. Поэтому при изучении элементов, их химических соединений вы можете многое рассказать и предсказать, не обращаясь к учебнику.

Каждый раз, изучая элемент, попытайтесь объяснить следующее:

1. По положению элемента в периодической системе опишите строение атома (заряд ядра, электронная конфигурация), его возможные степени окисления.

2. По структуре электронной оболочки атома сделайте заключение:

а) Образует ли элемент в обычных условиях молекулу простого вещества?

б) Какую кристаллическую решетку (атомную, металлическую, молекулярную) имеет простое вещество в твердом состоянии?

в) Какие можно предположить физические свойства данного простого вещества (металлический блеск, электрическую проводимость, теплопроводность, пластичность или хрупкость, легко- или тугоплавкость)?

3. Исходя из возможных степеней окисления элемента, определите, в какой роли — окислителя или восстановителя — может выступать простое вещество.

4. По положению элемента в периодической системе и его возможным степеням окисления определите:

а) формулу высшего оксида и его гидроксида;

б) кислотно-оснóвные свойства оксида и гидроксида.

Систематическое изучение химии элементов начнем с изучения водорода — простейшего по строению атома элемента периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева.

§ 41. Физические свойства водорода

Руководствуясь памяткой к изучению химического элемента, попытайтесь объяснить строение атома водорода, строение и физические свойства образуемого им простого вещества.

Атом водорода имеет электронную конфигурацию $1s^1$.

Водород отличается от всех других элементов (кроме гелия) тем, что в его атоме валентный электрон находится в непосредственной близости к ядру ($1s^1$). Ион H^+ не имеет электронов и представляет собой ядерную частицу — протон. Все это определяет особые свойства водорода.

Водород проявляет некоторое сходство в свойствах как с *s*-элементами I группы, так и с *p*-элементами VII группы. Обычно водород помещают в I или VII группу периодической системы. Вместе с тем водород — элемент особый, и размещение его в той или иной группе таблицы в значительной мере условно.

Водород, как простейший по строению атома, — самый распространенный элемент космоса. Он составляет около половины массы Солнца и большинства звезд. Водород входит в состав воды, каменного и бурого угля, а также в состав растительных и животных организмов. В свободном виде водород иногда выделяется вместе с другими газами при извержении вулканов и из буровых скважин при добыче нефти.

Впервые свободный водород был получен в 1766 г. английским ученым Г. Кавендишем и назван им «горючим воздухом». А. Лавуазье окончательно установил сложность состава воды, а в 1787 г. причислил водород к химическим элементам и дал ему современное название hydrogenium, означающее «рождающий воду».

В свободном состоянии водород существует в виде двухатомной молекулы. Как вам известно, эта молекула образуется за счет перекрывания *s*-электронных облаков атомов.

При образовании молекулы H_2 из атомов выделяется очень большое количество энергии (436кДж/моль). Точно такое же количество энергии нужно затратить, чтобы молекулы H_2 распались на атомы. Следовательно, химическая связь в молекуле H_2 очень прочная. Распад молекул H_2 на атомы происходит в заметной степени при очень высокой температуре (выше 2000° С).

На взаимодействии атомов водорода с образованием молекул основана работа атомно-водородных горелок, применяемых для резки и сварки тугоплавких металлов и сплавов. Атомно-водородная горелка работает по следующему принципу. Струя молекулярного водорода пропускается через электрическую дугу. При этом молекулы H_2 распадаются на атомы. Затем атомы снова соединяются на поверхности свариваемых металлов. Выделяющаяся в этом процессе энергия поглощается металлами, и они разогреваются до очень высокой температуры (выше 3500°С). Тем самым осуществляется сварка металлов.

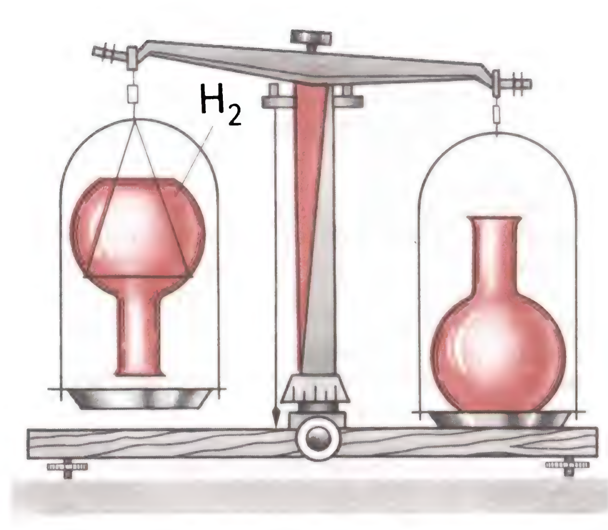


Рис. 40. Водород легче воздуха.

Молекула водорода имеет очень небольшую массу: $M_r(H_2)=2$ и обладает большой подвижностью. Этим объясняется его очень низкая температура плавления (—259,1°С) и кипения (—252,6°С). При обычных условиях водород — газ. Он в 14,5 раза легче воздуха. Водород не имеет запаха и вкуса.

Поскольку водород легче воздуха, то собрать его в сосуд можно, лишь перевернув сосуд вверх дном. Уравновесим на весах колбу, подвешенную вверх дном (рис. 40). Вытесним из нее воздух водородом. Равновесие нарушается. Чаша с колбой, в которой находится водород, поднимается вверх. Следовательно, водород легче воздуха. Мыльные пузыри, наполненные водородом, взлетают и достигают потолка. (Подумайте, в каких областях практической деятельности человека можно использовать этот факт, что водород намного легче воздуха.)

? 1. Водород имеет три изотопа ^{1}H (протий), ^{2}H (дейтерий D), ^{3}H (тритий T). Как соотносятся массы этих изотопов? Каков состав ядер изотопов водорода?

2. Напишите формулы молекул водорода, образованных сочетанием различных изотопов. Какова относительная молекулярная масса этих молекул?

3. Какую кристаллическую решетку — атомную, молекулярную или металлическую — имеет водород в твердом состоянии? Почему при обычных условиях водород находится в газообразном состоянии?

Упражнения на тему: «Относительная плотность газов»

При изучении свойств газа важно знать, легче или тяжелее он других газов или их смеси (например, водорода или воздуха). Это необходимо знать, чтобы определить его применение в практической деятельности человека, понять, в каких слоях атмосферы он

концентрируется. Это важно знать и для того, чтобы решить, как расположить сосуд для собираемого газа — вверх дном или отверстием вверх.

Для того чтобы оценить, легче или тяжелее газ по сравнению с другим газом, пользуются значением относительной плотности газа.

Относительная плотность газа равна отношению его относительной молекулярной массы к относительной молекулярной массе газа, взятого для сравнения:

$$D = \frac{M_r\ (A)}{M_r\ (B)};$$

где $M_r(A)$ и $M_r(B)$ — относительные молекулярные массы газов А и В, а D — плотность газа А относительно газа В. Отсюда

$$M_r(A) = DM_r(B)$$

Пример 1. Вычислить плотность кислорода по отношению к водороду.

Относительная молекулярная масса кислорода равна 32, а водорода 2. Плотность O_2 по H_2 равна 32:2 = 16. Кислород в 16 раз тяжелее водорода.

Задание 1. Рассчитайте плотность оксида углерода (IV) по отношению к водороду. Во сколько раз углекислый газ тяжелее водорода?

Пример 2. Рассчитать относительную молекулярную массу оксида серы (IV), если его плотность по водороду равна 32.

Относительная молекулярная масса оксида серы (IV) должна быть в 32 раза больше относительной молекулярной массы водорода ($M_r(H_2) = 2$), т. е. она равна $2 \cdot 32 = 64$.

Задание 2. Какова относительная молекулярная масса газа, если его плотность по водороду равна 8? Выведите форму газа, если известно, что его молекула состоит из атомов углерода и водорода.

Задание 3. Вычислите относительную молекулярную массу газа, если его плотность по водороду составляет 8,5. Определите формулу газа, если в его составе массовая доля азота равна 82,35%, а водорода 17,65%.

Часто плотность газов выражают относительно воздуха. Поскольку воздух — смесь газов, можно говорить лишь о средней относительной молекулярной массе воздуха; она равна примерно 29.

Пример 3. Вычислить плотность оксида углерода (IV) относительно воздуха. Можно ли собирать углекислый газ в сосуд методом вытеснения воздуха?

Относительная молекулярная масса оксида углерода (IV) равна 44. Тогда

$$D = \frac{44}{29} = 1,52$$

Углекислый газ в 1,52 раза тяжелее воздуха, поэтому им можно заполнять сосуд методом вытеснения воздуха.

Задание 4. Вычислите плотность по воздуху: а) водорода; б) гелия; в) кислорода. Можно ли собрать эти газы в сосуд методом вытеснения воздуха?

Задание 5. Определите, во сколько раз тяжелее воздуха: а) сульфид водорода H_2S; б) хлорид водорода; в) аммиак NH_3. Как держать сосуд — отверстием вверх или дном вверх — при заполнении его каждым из этих газов?

Задание 6. Химическим анализом установлено, что газ имеет состав: 27,27% C и 72,73% O. Какова формула газа, если его плотность по воздуху равна 1,52?

§ 42. Химические свойства водорода

1. Охарактеризуйте возможные степени окисления химического элемента водорода. **2.** В качестве восстановителя или окислителя выступает простое вещество водород в химических реакциях?

В химических соединениях водород проявляет степени окисления +1 и реже −1. Таким образом, в виде простого вещества водород в химических реакциях может выступать как в роли восстановителя, так и в роли окислителя:

$$\overset{0}{H_2} \rightarrow 2\overset{+1}{H}$$

Восстановитель

$$\overset{0}{H_2} \rightarrow 2\overset{-1}{H}$$

Окислитель

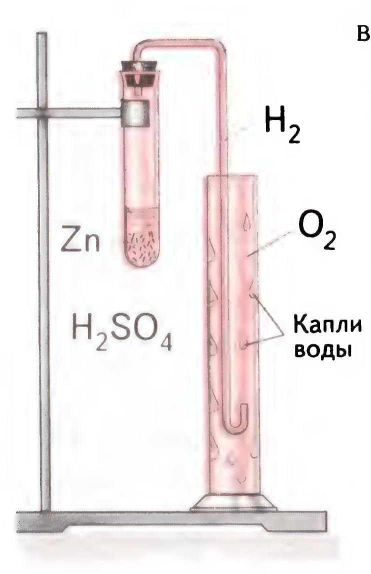


Рис. 41. Горение водорода.

Водород выступает в качестве восстановителя при взаимодействии с типичными неметаллами, например с фтором, кислородом, азотом. При этом образуются соответственно:

$\overset{+1}{H}\overset{-1}{F}$	$\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$	$\overset{-3}{N}\overset{+1}{H_3}$
Фторид водорода	Оксид водорода	Нитрид водорода

Поскольку энергия ионизации атома очень большая (см. рис. 34), химическая связь его с неметаллами не ионная, а полярно-ковалентная.

Если направить пламя водорода на холодную поверхность (например, стеклянной пластинки, стакана, ци-

линдра), на ней вследствие конденсации паров появляются капли воды (рис. 41):

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

$$\begin{array}{l|c|c} \overset{0}{H_2} \rightarrow 2\overset{+1}{H} & 4 & 2 \\ \overset{0}{O_2} \rightarrow 2\overset{-2}{O} & 2 & 1 \end{array}$$

$$2\overset{0}{H_2} + \overset{0}{O_2} = 4\overset{+1}{H} + 2\overset{-2}{O}$$

Реакция водорода с кислородом сопровождается выделением большого количества теплоты. Водород горит почти бесцветным пламенем. (Если трубка, из которой выходит водород, стеклянная, то пламя окрашивается в желтый цвет. Эту окраску пламени придают испаряющиеся составные части стекла.)

В приведенном опыте водород сгорал постепенно, по мере выхода из аппарата Киппа. Эта же реакция может протекать иначе. При пропускании через смесь водорода с кислородом электрической искры реакция протекает практически мгновенно, со взрывом. Поэтому смесь водорода с кислородом или воздухом называют *гремучей смесью*.

Водород, как и другие газы, следует зажигать с большой осторожностью. Для того чтобы убедиться, что имеют дело с чистым водородом, его собирают в пробирку и в ней зажигают. Если водород чист, то он спокойно загорается с характерным звуком «п-пах». Если же в пробирке есть примесь кислорода, то газ загорается со взрывом. Взрыв гремучей смеси в пробирке не опасен, так как в ней мало газа. Если же взрыв происходит в каком-либо закрытом сосуде, то сосуд может разорваться и осколки стекла могут поранить вас.

Химическая связь между атомами водорода и кислорода H—O очень прочная. Поэтому молекулы воды образуются также при взаимодействии водорода со многими оксидами других элементов. На этом основано, в частности, применение водорода в качестве восстановителя при получении некоторых металлов из их оксидов. Так получают, например, медь высокой чистоты:

$$CuO + H_2 = Cu + H_2O$$

$$\begin{array}{l|c|c} \overset{+2}{Cu} \rightarrow \overset{0}{Cu} & 2 & 1 \\ \overset{0}{H_2} \rightarrow 2\overset{+1}{H} & 2 & 1 \end{array}$$

$$\overset{+2}{Cu} + \overset{0}{H_2} = \overset{0}{Cu} + 2\overset{+1}{H}$$

Водород при соответствующих условиях соединяется не только с кислородом, но и с другими неметаллами (галогены, азот, сера). Из этих реакций наибольшее значение имеет синтез аммиака NH_3,

для производства которого расходуется большая часть получаемого в промышленности водорода.

В соединениях с менее электроотрицательными элементами водород проявляет отрицательную степень окисления: —1. Поэтому при взаимодействии с наиболее активными металлами водород выступает как окислитель. Например, если натрий нагреть в атмосфере водорода, то образуется *гидрид натрия*:

$$2\overset{0}{Na} + \overset{0}{H_2} = 2\overset{+1-1}{NaH}$$

$$\begin{array}{c|c} \overset{0}{Na} \rightarrow \overset{+1}{Na} & 2 \\ \overset{0}{H_2} \rightarrow 2\overset{-1}{H} & 1 \\ \hline \end{array}$$

$$2\overset{0}{Na} + \overset{0}{H_2} = 2\overset{+1}{Na} + 2\overset{-1}{H}$$

Гидриды щелочных металлов представляют собой ионные соединения, т. е. типичные соли. Их кристаллы образованы положительно заряженными ионами щелочного металла, например Na^+, и отрицательно заряженными ионами водорода H^-. Таким образом, по способности проявлять окислительные свойства и давать с металлами соли водород напоминает галогены.

? 1. Области применения любого вещества определяются его свойствами. Перечислите свойства водорода, на основании которых водород находит применение в различных областях деятельности человека.

2. Какие степени окисления проявляет водород в следующих соединениях: HI, CaH_2, H_2S, KH, HBr? Назовите эти соединения.

3. Напишите уравнения реакции водрода с: а) галогенами; б) серой; в) барием; г) азотом. Дайте названия образуемым соединениям.

4. Вольфрам — металл, используемый для изготовления нитей накаливания в электрических лампочках, получают восстановлением водородом оксида WO_3. Напишите уравнение реакции полvчения вольфрама.

§ 43. Водород как топливо. Энергетика химических реакций

В дни XXII Олимпиады-80 в Москве на автомашинах с двигателями, работающими на водородно-кислородной смеси, спортивные судьи и комментаторы телевидения сопровождали спортсменов, совершавших марафонский пробег по улицам Москвы. На какой реакции основано использование водородно-кислородной смеси в качестве топлива? Почему было отдано предпочтение использованию таких автомобилей перед автомобилями с двигателями, работающими на обычном топливе?

Теплота сгорания водорода (в расчете на 1 моль) в три раза больше, чем нефти и нефтепродуктов; примерно в четыре раза больше, чем каменного угля.

Реакция горения водорода в кислороде находит применение в технике. За счет высокой температуры (достигающей 2800°C) в

пламени водорода можно резать и сваривать тугоплавкие металлы. Для этого используют водородно-кислородные горелки.

Жидкий водород используют в ракетной технике как одно из наиболее эффективных реактивных топлив. Использование водорода как источника энергии для ракет предвидел еще К. Э. Циолковский. В 1988 г. первый полет на водородном топливе совершил самолет ТУ-155.

Водород называют «топливом будущего». В настоящее время необычно быстро возрастает потребление энергии, главным источником которой являются уголь, нефть, газ. Но их запасы не безграничны, а их использование приводит к загрязнению окружающей среды. Запасы же водорода практически неисчерпаемы (вода морей и океанов, водород в космосе). Как топливо, водород не дает вредных продуктов сгорания, так как при его сгорании образуется вода. Поэтому применение водорода как топлива будет способствовать решению проблемы по охране окружающей среды. Ученые считают, что после решения некоторых технических проблем в будущем водород станет одним из основных видов топлива.

Почему при горении водорода в кислороде выделяется большое количество энергии? Почему при одних реакциях энергия выделяется, а при других поглощается?

Вы можете сами привести примеры экзотермических реакций ($\Delta H < 0$). Это реакция горения водорода, магния, древесины и других горючих веществ. К эндотермическим реакциям ($\Delta H > 0$) относится, например, реакция разложения воды на водород и кислород при пропускании через воду электрического тока.

Запишем термохимическое уравнение реакции горения водорода в кислороде:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O, \ \Delta H = -484 \text{ кДж}$$

Почему при этой реакции энергия выделяется? Реакцию можно представить как результат разрыва связей между атомами водорода в молекулах H_2 и между атомами кислорода в молекулах O_2 и образование связей между атомами водорода и кислорода в молекулах воды H_2O. Расчеты показывают, что на разрыв связей в 2 моль молекул H_2 (2·435 кДж) и 1 моль молекул O_2 (494 кДж) требуется меньше энергии, чем ее выделяется при образовании связей между атомами водорода и кислорода в 2 моль молекул H_2O (1848 кДж). Поэтому-то реакция водорода с кислородом оказывается экзотермической:

$$[(870 \text{ кДж}) + (494 \text{ кДж})] - 1848 \text{ кДж} = -484 \text{ кДж}.$$

Таким образом, если химические связи в продуктах реакции более прочны, чем в исходных веществах, то реакция сопровождается выделением энергии.

Попытайтесь объяснить и подтвердить расчетом, почему разложение воды на простые вещества — водород и кислород — эндотермическая реакция ($\Delta H > 0$):

$$2H_2O = 2H_2 + O_2, \ \Delta H = 484 \text{ кДж}$$

Вы придете к выводу: если в исходных веществах химические связи прочнее, чем в продуктах, то реакция сопровождается поглощением энергии.

? 1. Что называется тепловым эффектом реакции? Как можно объяснить, что реакции сопровождаются выделением или поглощением энергии?

2. Примените закон сохранения энергии для объяснения, почему тепловой эффект реакции синтеза воды из простых веществ и тепловой эффект разложения воды на простые вещества численно равны, но противоположны по знаку.

3. Какова теплота сгорания водорода? Выразите ее в килоджоулях на килограмм.

4. Для чего необходимо знать тепловые эффекты реакций?

§ 44. Получение водорода

1. Какое практическое значение имеет водород? Перечислите области его применения в химической промышленности, металлургии, в энергетике. 2. На каких химических свойствах водорода основано его применение?

Простые вещества, не встречающиеся в природе (или встречающиеся в недостаточном количестве), получают путем восстановления или окисления из природных соединений. Водород в большинстве своих соединений проявляет положительную степень окисления: +1. Следовательно, получение водорода в этом случае сводится к его восстановлению:

$$2\overset{+1}{H} \rightarrow \overset{0}{H_2}$$

В лаборатории водород получают реакцией цинка с разбавленной соляной или серной кислотой:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$
$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

Вы знаете, что кислоты и соли в растворе находятся в виде ионов:

$$HCl = H^+ + Cl^-$$
$$ZnCl_2 = Zn^{2+} + 2Cl^-$$

Составим ионные уравнения реакций цинка с соляной и серной кислотами:

$$Zn + 2H^+ + 2Cl^- = Zn^{2+} + 2Cl^- + H_2\uparrow$$
$$Zn + 2H^+ + SO_4^{2-} = Zn^{2+} + SO_4^{2-} + H_2\uparrow$$

В результате реакции кислотные остатки — анионы Cl^- и SO_4^{2-} — не изменились. Следовательно, сущность реакции цинка с кислотой можно выразить уравнением:

$$Zn + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2\uparrow$$

В этой реакции цинк играет роль восстановителя. Повышение степени окисления цинка осуществляется за счет потери его

атомами электронов и образования катионов Zn^{2+}:

$$\underset{\text{восстановитель}}{Zn^0 - 2e^- = Zn^{2+}}$$

Электроны присоединяются катионами водорода. Это приводит к понижению степени окисления водорода: ионы H^+ играют роль окислителя:

$$\underset{\text{окислитель}}{2H^+ + 2e = H_2}$$

Таким образом, одной из причин изменения степени окисления элементов в окислительно-восстановительных реакциях являются потеря электронов восстановителем и приобретение электронов окислителем.

Способность восстанавливать ионы водорода из растворов кислот у разных металлов проявляется по-разному.

В четыре отдельные пробирки с соляной кислотой и четыре пробирки с серной кислотой поместим пластинки магния Mg, цинка Zn, железа Fe и меди Cu. Магний, цинк и железо реагируют с кислотами. Убеждаемся, что при этом выделяется водород. Особенно быстро протекает реакция кислот с магнием, несколько медленнее — с цинком, еще медленнее — с железом. В пробирках же с медью никаких изменений мы не наблюдаем. Медь из кислот водород не вытесняет.

По способности восстанавливать ионы водорода из кислот металлы можно расположить в порядке убывания их химической активности в следующий ряд:

K Na Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb (H_2)

Вытесняют водород

Cu Hg Ag Pt Au

Не вытесняют водород

Металлы, расположенные в этом ряду до водорода, восстанавливают ионы водорода — «вытесняют водород» из кислот. Металлы же, расположенные в ряду активности после водорода, из кислот его не вытесняют.

В начале ряда расположены наиболее активные металлы (K, Na). С кислотами они взаимодействуют со взрывом.

Их химическая активность настолько велика, что они вытесняют водород из воды уже при обычных условиях.

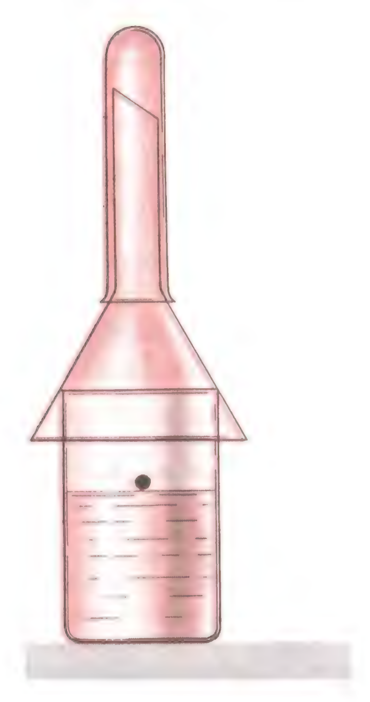


Рис. 42. Взаимодействие натрия с водой.

Исследуем отношение натрия к воде (рис. 42). В сосуд с водой добавим несколько капель фенолфталеина, а затем осторожно опустим кусочек натрия (меньше половины горошины). Натрий быстро перемещается по поверхности воды, уменьшается в размерах.

При реакции выделяется большое количество теплоты — натрий даже плавится.

По окончании реакции убедимся, что в пробирке находится водород. Об образовании щелочи свидетельствует изменение окраски индикатора: фенолфталеин приобрел малиновую окраску. Реакция натрия с водой выражается уравнением:

$$2Na + 2H_2O = 2Na^+ + 2OH^- + H_2\uparrow$$

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$

Магний взаимодействует с водой при нагревании (выше 70°С). Цинк реагирует лишь при нагревании с водяным паром, железо — при сильном накаливании (температура красного каления).

Таким образом, зная расположение металлов в ряду активности металлов, можно предсказать, могут ли взаимодействовать металлы с кислотами и водой и насколько активно будет протекать процесс.

Мы рассмотрели различные способы получения водорода из его соединений. Как уже отмечалось, в лабораторной практике водород обычно получают при взаимодействии цинка с разбавленной соляной или серной кислотой. Эта реакция протекает спокойно, но достаточно активно. Поэтому ее можно осуществить в аппарате Киппа.

В промышленности водород получают из воды и из его соединений, содержащихся в природных газах.

Один из способов получения водорода основан на разложении воды электрическим током:

$$2H_2O = 2H_2 + O_2$$

С другими промышленными способами получения водорода вы познакомитесь в IX классе.

? 1. Напишите уравнения реакций получения водорода взаимодействием с соляной и серной кислотами: а) магния; б) железа. (В последнем случае образуются ионы Fe^{2+}.)

2. Почему в практике для получения водорода из кислот не применяют щелочные металлы?

3. Один из способов получения водорода в промышленности основан на пропускании водяного пара через раскаленный уголь. Напишите уравнение реакции, если, кроме водорода, при этом образуется оксид углерода (II).

4. Имеется смесь медных и цинковых опилок. Как химическим путем отделить медные опилки? Напишите уравнение реакции.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ 12

Водород и его свойства

Опыт 1. *Получение водорода действием металлов на кислоты.* В пробирке к грануле цинка прилейте 1—2 мл соляной кислоты. Выждав некоторое время, пока вытеснится из пробирки воздух, поднесите зажженную спичку к отверстию пробирки. Объясните наблюдаемое.

Когда выделение газа прекратится, несколько капель раствора выпарьте на стеклянной пластинке, держа ее над пламенем горелки. Объясните наблюдаемое.

Составьте уравнения проведенных реакций; покажите их сущность.

Опыт 2. *Сравнение активности металлов по отношению к кислотам.* В три пробирки положите по кусочку цинка, железа и меди. Прилейте в пробирки по 1 мл разбавленной серной кислоты. Если в какой-либо пробирке реакция не происходит, слегка подогрейте содержимое пробирки в пламени горелки. Нагревание следует проводить очень осторожно!

Наблюдайте, в каких пробирках происходит выделение газа. Определите, какой это газ. Объясните наблюдаемое. Какие выводы о сравнительной химической активности взятых металлов по отношению к кислоте можно сделать на основании проведенного опыта? Составьте уравнения реакций.

Опыт 3. *Восстановительные свойства водорода.* Вам предстоит провести реакцию водорода с оксидом меди (II). Для этого вам понадобится прибор, изображенный на рисунке 43.

1. Соберите прибор. В сухую трубку положите кусочки оксида меди (II), а в склянку — гранулы цинка.

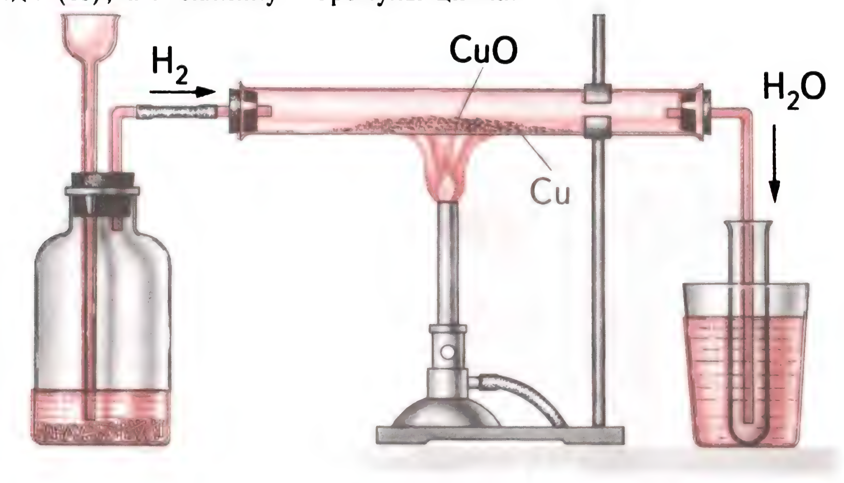


Рис. 43. Прибор для восстановления оксида меди (II) водородом.

2. В склянку через воронку налейте соляную кислоту.

3. Трубку нагрейте в пламени горелки (спиртовки) в том месте, где лежит оксид меди (II). Что вы наблюдаете на стенках трубки и в пробирке? Какие изменения претерпевает оксид меди (II)?

4. Когда вы убедитесь, что произошла реакция, нагревание прекратите.

Объясните свои наблюдения. Составьте уравнение реакций.

Упражнения по теме: «Молярный объем газа. Объемные отношения газов при химических реакциях»

При исследовании газов, применении и получении их в лаборатории и промышленности важно знать, в каких объемных отношениях они реагируют и получаются в результате реакции. Подобные расчеты основаны на законе Авогадро:

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул. Следовательно, объем, занимаемый любым газом количеством вещества 1 моль ($6{,}02\times 10^{23}$ молекул), при одних и тех же условиях одинаков. Этот объем называют *молярным объемом.*

Молярный объем газа V_m находится из отношения его объема к количеству вещества:

$$V_m = \frac{V}{n}$$

Молярный объем газов выражают в литрах на моль (л / моль). При нормальных условиях (н.у.: $t = 0\,°C$, $p = 101{,}325$ кПа) молярный объем газа равен 22,4 л/моль (рис. 44).

Пример 1. Определить объем водорода (при н.у.), который необходим для восстановления 128 г меди из оксида меди (II).

Согласно уравнению

$$CuO + H_2 = Cu + H_2O$$

для получения 1 моль меди требуется 1 моль водорода. Молярная масса меди составляет $M(Cu) = 64$ г/моль, молярный объем H_2

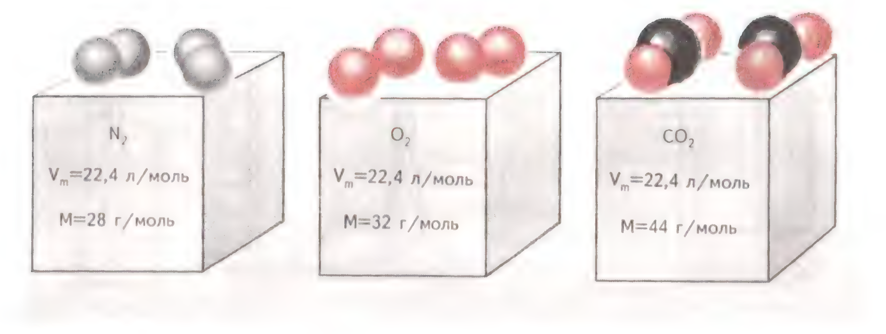


Рис. 44. Молярный объем и молярные массы некоторых газов.

равен $V_m(H_2) = 22{,}4$ л / моль (при н.у.). Согласно уравнению в реакцию вступает водород объемом $V(H_2) = 22{,}4$ л/моль · 1 моль = = 22,4 л. При этом образуется медь массой $m(Cu) = 64$ г/моль × × 1 моль = 64 г:

$$CuO + \overset{x}{\underset{22,4\ л}{H_2}} = \overset{128\ г}{\underset{64\ г}{Cu}} + H_2O$$

Составим пропорцию:

$$22{,}4\ л. : x\ л = 64\ г : 128\ г;$$

$$x = \frac{22{,}4\ л \cdot 128\ г}{64\ г} = 44{,}8\ л.$$

Ответ: для восстановления 128 г оксида меди (II) необходимо 44,8 л (при н.у.) водорода.

Задание 1. Вычислите объем водорода (при н.у.), который образуется при реакции 130 г цинка с соляной кислотой.

Задание 2. Какой объем водорода (при н.у.) выделится при реакции 3 моль цинка с серной кислотой?

Задание 3. Какую массу (в кг) оксида вольфрама (VI) и объем водорода (в л при н.у.) необходимо взять для получения вольфрама массой 18,4 кг?

Пример 2. Какой объем кислорода расходуется при сгорании 20 л водорода?

Согласно уравнению реакции

$$\overset{20\ л}{\underset{2\ моль}{2H_2}} + \overset{x\ л}{\underset{1\ моль}{O_2}} = 2H_2O$$

водород и кислород реагируют в объемном отношении, как 2 : 1. Тогда можно записать:

$$2 : 1 = 20\ л : x\ л,\ x = 10\ л.$$

Ответ: при сгорании 20 л водорода (при н.у.) расходуется 10 л O_2.

Пример 3. Какое количество теплоты выделится при сгорании 67,2 л (при н.у.) водорода?

Согласно уравнению

$$\overset{67,2\ л}{\underset{44,8}{2H_2}} + O_2 = 2H_2O,\ \Delta H = \overset{x}{-484}\ кДж$$

при сгорании 2 моль H_2 или 22,4 л/моль · 2 моль = 44,8 л выделяется 484 кДж теплоты. При сгорании 67,2 л водорода выделяется теплоты:

$$x = \frac{-484\ кДж \cdot 67{,}2}{44{,}8\ л} = -726\ кДж.$$

Ответ: при сгорании 67,2 л (н.у.) водорода выделяется 726 кДж теплоты.

Задание 4. По уравнению

$$S + O_2 = SO_2,\ \Delta H = -300\ кДж$$

вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании 64 г серы и какой объем оксида серы (IV) при этом образуется (н.у.).

ПОДГРУППА ФТОРА

§ 45. Общая характеристика подгруппы фтора

1. Какие элементы входят в подгруппу фтора? 2. Каково строение электронной оболочки их атомов? 3. В чем общность и различие в строении электронной оболочки их атомов? 4. Какова тенденция изменения в подгруппе радиусов атомов и их энергии ионизации? 5. Каков состав молекул галогенов? Из каких частиц (атомы, молекулы, ионы) образованы их кристаллы?

К элементам подгруппы фтора, как вам известно, относятся галогены: фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I и астат At (астат — радиоактивный элемент, мало изучен).

Существование астата предсказал Д. И. Менделеев. Астат получен искусственным путем (1940 г.); название элемент получил от греческого «астатос» — неустойчивый.

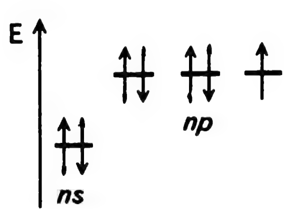
Принадлежность элементов к подгруппе фтора свидетельствует о том, что строение внешнего электронного слоя их атомов одинаково — ns^2np^5:

F	Cl	Br	I	At
$2s^22p^5$	$3s^23p^5$	$4s^24p^5$	$5s^25p^5$	$6s^26p^5$

Одинаковое строение внешнего слоя определяет сходство свойств галогенов. Различие же в свойствах галогенов объясняется различным размером их атомов.

Как видно из рисунка 45, в ряду Fe — Cl — Br — I радиусы атомов увеличиваются, так как увеличивается число заполняемых электронами электронных слоев.

Внешний слой атомов элементов подгруппы фтора близок к завершению:



Поэтому для атомов галогенов характерно присоединение одного электрона. Так, атомы галогенов объединяются в двухатомные молекулы, например[1]:

$$:\ddot{\underset{..}{Cl}}\cdot + \cdot\ddot{\underset{..}{Cl}}: \rightarrow :\ddot{\underset{..}{Cl}}-\ddot{\underset{..}{Cl}}:$$

[1] Точки на схеме символизируют электроны.

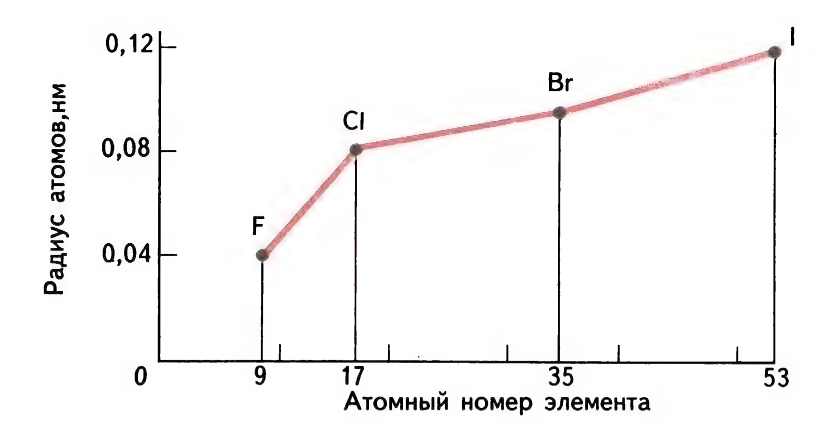


Рис. 45. Радиусы атомов элементов подгруппы фтора как функция атомного номера элементов.

Каждый из атомов предоставляет на образование ковалентной связи по одному непарному *р*-электрону. Перекрывание электронных облаков при образовании связи в молекулах галогенов показано на рисунке 46. Подобным образом атомы галогенов образуют связи с атомами водорода (рис. 47), например:

$$H\cdot + \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \rightarrow H—\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$$

Ковалентные связи атомы галогенов образуют с атомами и других наиболее электроотрицательных элементов. А в соединениях галогенов с наименее электроотрицательными элементами

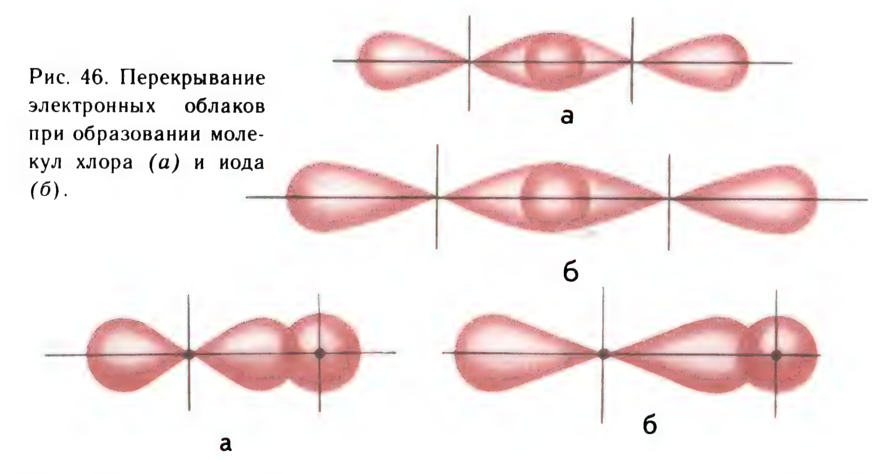


Рис. 46. Перекрывание электронных облаков при образовании молекул хлора *(а)* и иода *(б)*.

Рис. 47. Перекрывание электронных облаков при образовании молекул хлорида водорода *(а)* и иодида водорода *(б)*.

связь ионная. Вспомните, каково строение хлорида натрия NaCl (см. рис. 25). Его кристаллическая решетка состоит из ионов Na^{+} и Cl^{-}.

Элементы подгруппы фтора относятся к наиболее электроотрицательным элементам (см. приложение). Поэтому для них характерна отрицательная степень окисления: —1. Кроме отрицательной степени окисления, галогены проявляют также положительные степени окисления. (Фтор, как самый электроотрицательный элемент, проявляет только степень окисления —1.)

Как элементы VII группы, хлор, бром и иод проявляют высшую степень окисления: +7.

? **1.** Нарисуйте модели взаимного расположения орбиталей внешнего электронного слоя атомов галогенов (см. второй оборот обложки).

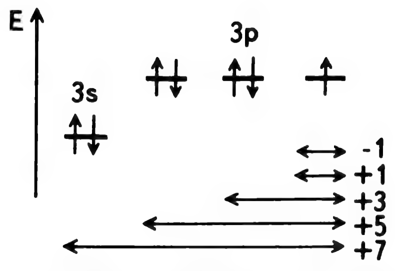
2. Приведите схему перекрывания электронных облаков при образовании молекулы фтора из атомов.

3. Фтор и хлор входят в состав минералов, содержащих CaF_2, NaCl, $MgCl_2$, KCl. Какова степень окисления галогенов в этих соединениях?

§ 46. Хлор

Ответьте на вопросы 1—3 памятки к изучению химического элемента (с. 114) и предскажите свойства хлора.

По своей электроотрицательности хлор уступает лишь фтору, кислороду и азоту. Поэтому, в отличие от фтора, хлор может проявлять как отрицательную, так и положительные степени окисления:



В зависимости от числа электронов, которые участвуют в образовании связей, степени окисления хлора могут быть —1, +1, +3, +5, +7.

Когда в образовании связей участвуют все валентные электроны атома, хлор проявляет высшую степень окисления: +7. Наиболее характерна для хлора, как и для всех галогенов, отрицательная степень окисления —1.

Будучи химически высокоактивным веществом, хлор в свободном состоянии не встречается. В природе хлор находится в виде хлоридов, например NaCl, KCl. Наиболее распространен хлорид

натрия. Он содержится в морской воде. Добывают хлорид натрия из соляных озер и залежей, образовавшихся на месте высохших солевых озер.

В обычных условиях хлор в виде простого вещества представляет собой желто-зеленый газ, состоящий из двухатомных молекул Cl_2. Название хлора происходит от греческого «хлорос» — зеленый.

Хлор имеет характерный резкий запах. Вдыхание большого количества хлора вызывает удушье и может привести к смертельному исходу. Обращаться с хлором нужно очень осторожно! *(Работы с хлором проводят под тягой!)* Хлор применяют для обеззараживания питьевой воды, так как он губительно действует на микроорганизмы.

Хлор заметно растворяется в воде. (При комнатной температуре в 1 объеме воды растворяется 2,3 объема хлора.) Раствор хлора в воде называют *хлорной водой.* Она имеет окраску и запах хлора.

Свободный хлор — один из наиболее сильных окислителей. Многие металлы и неметаллы горят в хлоре. Так, вы наблюдали, как активно взаимодействуют натрий и хлор (см. рис. 39).

Для иллюстрации химической активности хлора проведем еще несколько опытов (рис. 48).

Опустим в банку с хлором предварительно нагретую медную фольгу. Фольга раскаляется и сгорает. Образуется бурый дым, состоящий из мельчайших частиц хлорида меди (II):



$$Cu + Cl_2 = CuCl_2, \ \Delta H < 0$$

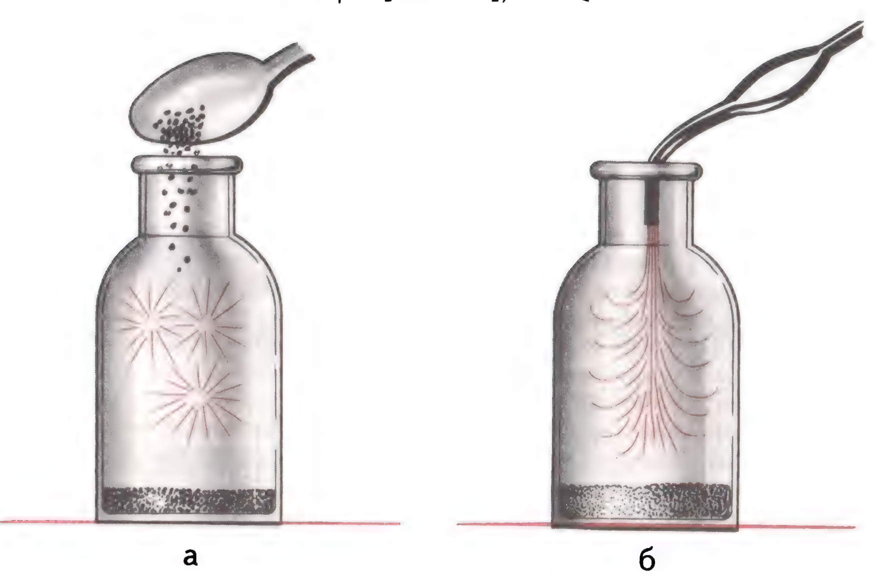


Рис. 48. Горение сурьмы *(а)* и меди *(б)* в хлоре.

$$\overset{0}{Cu} \rightarrow \overset{+2}{Cu}$$

$$\overset{0}{Cl_2} \rightarrow 2\overset{-1}{Cl}$$

При всыпании в банку с хлором порошка сурьмы возникает «огненный дождь». В результате реакции образуется белый дым — хлорид сурьмы (III):

$$2Sb + 3Cl_2 = 2SbCl_3, \ \Delta H < 0$$

$$\overset{0}{Sb} \rightarrow \overset{+3}{Sb}$$

$$\overset{0}{Cl_2} \rightarrow 2\overset{-1}{Cl}$$

Получает хлор при окислении соединений, в которых он проявляет степень окисления —1:

$$2\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{0}{Cl_2}$$

Для этой цели используют различные окислители или проводят электролиз. В лаборатории хлор обычно получают при окислении концентрированной соляной кислоты оксидом марганца (IV). Реакция эта протекает при нагревании:

$$4HCl + MnO_2 = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

$$\overset{+4}{Mn} \rightarrow \overset{+2}{Mn}$$

$$2\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{0}{Cl_2}$$

Хлор находит широкое применение в различных областях деятельности человека (рис. 49). Хлорная вода применяется для обесцвечивания красящих веществ.

☐ Выпишите в тетрадь области применения хлора по рисунку 49.

? 1. При обработке питьевой воды расходуется примерно 1,5 л хлора на 1 $м^3$ воды. Какой примерно объем хлора (при н.у.) требуется пропустить через 10 $м^3$ воды? Для какой цели проводят хлорирование воды?

2. Важной областью применения хлора является его использование для извлечения олова из отходов белой жести. (Белая жесть употребляется главным образом для изготовления консервных банок. На поверхности каждой консервной банки находится примерно 0,5 г олова). Способ основан на том, что сухой хлор, не затрагивая железа, взаимодействует с оловом, образуя жидкий хлорид олова (IV). Какой примерно объем (при н.у.) хлора необходим для удаления с белой жести 5 кг олова?

3. Вычислите плотность хлора по воздуху. Как заполнить сосуд хлором методом вытеснения воздуха? Можно ли заполнять сосуд хлором методом вытеснения воды?

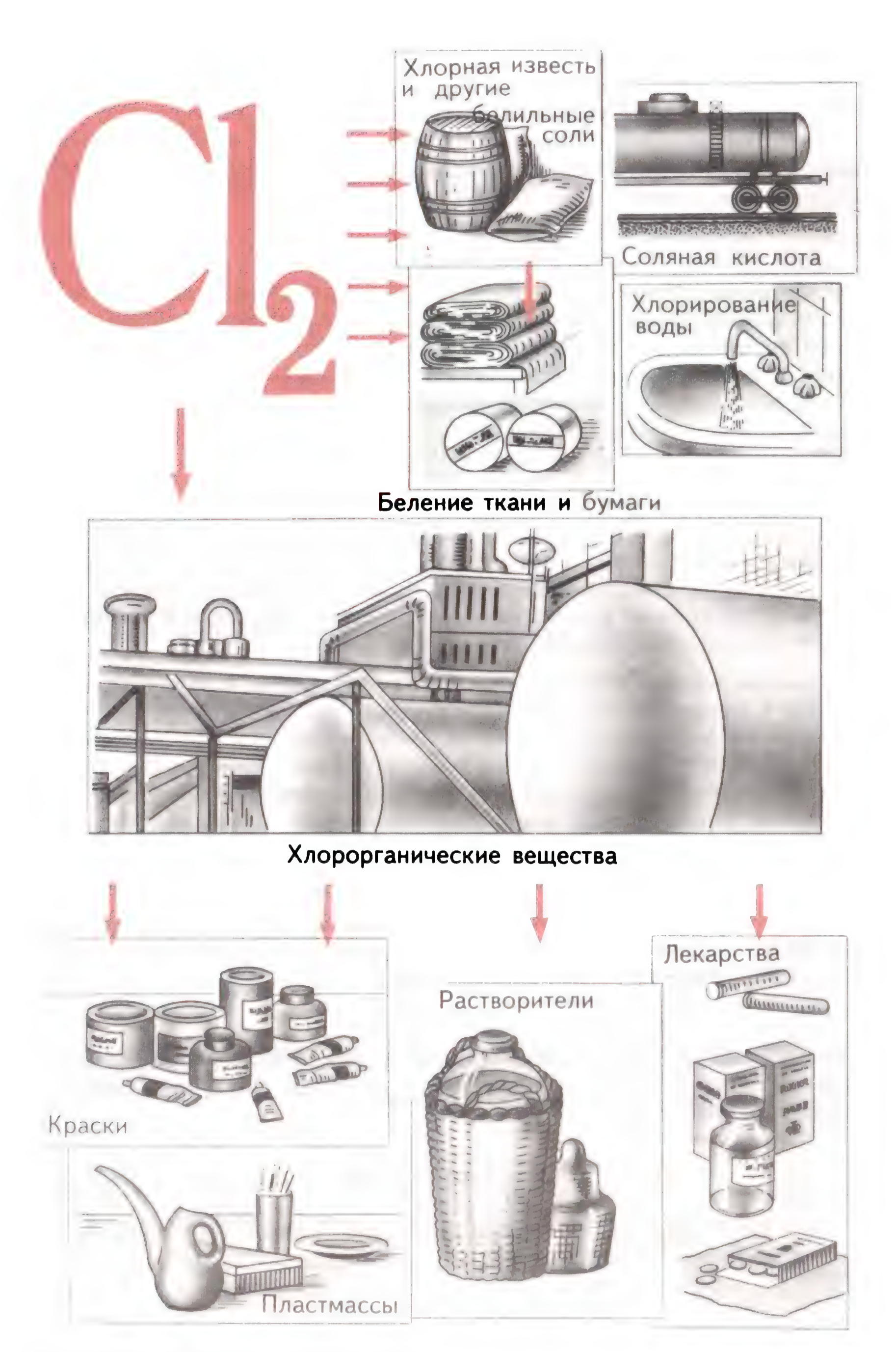


Рис. 49. Применение хлора (схема).

§ 47. Хлориды

1. Составьте уравнение реакций получения из простых веществ следующих высших хлоридов элементов 3-го периода: $NaCl$, $MgCl_2$, $AlCl_3$, $SiCl_4$, PCl_5. Приведите схемы изменения степени окисления элементов. 2. Какие из этих хлоридов являются солями, какие из них к солям не относятся?

Соединения, в которых хлор проявляет степень окисления —1, весьма разнообразны.

Одним из наиболее важных хлоридов является хлорид водорода HCl. Это бесцветный удушливый газ, немного тяжелее воздуха. Хлорид водорода образуется при взаимодействии простых веществ:

$$H_2+Cl_2=2HCl, \ \Delta H<0$$

Эта реакция аналогична реакции горения водорода в кислороде. Горение сопровождается выделением большого количества теплоты (температура пламени достигает 2200°C). Смесь водорода и хлора, как и смесь водорода и кислорода, является гремучей. В зависимости от условий взаимодействие хлора и водорода может протекать спокойно или со взрывом.

Зажжем водород, выходящий из газоотводной трубки, и внесем трубку в цилиндр с хлором. Водород горит в нем тусклым голубоватым пламенем. Но эта же реакция может протекать со взрывом. Смешаем водород и хлор в толстостенном стеклянном цилиндре. Отверстие цилиндра прикроем куском картона. Если зажечь вблизи цилиндра магний, то происходит оглушительный взрыв. Смесь взрывается и при внесении в нее зажженной лучины. Таким образом, реакция начинается как за счет поглощения смесью энергии яркого света, так и за счет поглощения теплоты.

Как показали исследования, эта реакция протекает следующим образом. За счет поглощения энергии некоторые молекулы хлора диссоциируют на атомы:

$$Cl_2=Cl+Cl$$

Образующиеся атомы хлора — инициаторы начала реакции. Каждый из атомов хлора реагирует с молекулой водорода, образуя молекулу HCl и атом H:

$$Cl+H_2=HCl+H$$

В свою очередь, атом водорода реагирует с молекулой хлора, образуя молекулу HCl и атом Cl:

$$H+Cl_2=HCl+Cl$$

и т. д. Весь процесс состоит из цепи последовательных реакций:

$$Cl + H_2 \rightarrow HCl + H$$
$$+$$
$$Cl_2 \rightarrow HCl + Cl$$
$$+$$
$$H_2 \rightarrow HCl + H$$
$$+$$
$$Cl_2 \rightarrow HCl + Cl$$
и т. д.

Цепь таких превращений включает сотни тысяч звеньев, т. е. одна распавшаяся молекула хлора вызывает образование сотен тысяч молекул хлорида водорода вместо двух при отсутствии цепи. Подобные реакции называют *цепными*. Этот процесс развивается практически мгновенно. При этом выделяется большое количество теплоты. Поэтому смесь водорода и хлора исключительно взрывоопасна!

Очевидно, цепь может оборваться, если осуществляются реакции:

$$H + Cl = HCl,\ Cl + Cl = Cl_2,\ H + H = H_2$$

Однако вероятность возможности этих реакций крайне мала, так как концентрация атомов ничтожна по сравнению с концентрацией молекул.

Как установил академик Н. Н. Семенов, цепные реакции очень распространены. По цепному механизму осуществляются процессы горения, взрывы (в частности, гремучих смесей).

В лаборатории хлорид водорода получают в приборе (рис. 50) нагреванием хлорида натрия с концентрированной серной кислотой:

$$2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl\uparrow$$

Поскольку хлорид водорода тяжелее воздуха, его можно собирать в сосуд способом вытеснения воздуха.

Хлорид водорода очень хорошо растворяется в воде: при комнатной температуре в 1 объеме воды — до 450 объемов HCl.

О заполнении цилиндра хлоридом водорода свидетельствует появление над отверстием цилиндра тумана.• Это образуются капельки раствора HCl в водяных парах воздуха. Еще нагляднее растворимость хлорида водорода можно наблюдать в приборе, показанном на рисунке 51.

В нижнем сосуде имеется вода, подкрашенная синим лакмусом, в верхнем сосу-

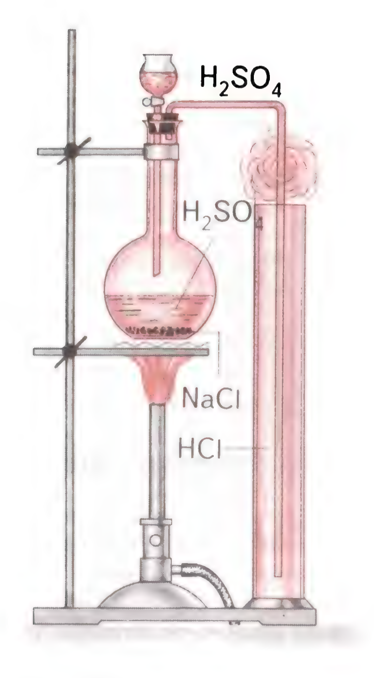


Рис. 50. Получение хлорида водорода в лаборатории.



Рис. 51. Растворение хлорида водорода в воде.

де — хлорид водорода. Если через резиновый шланг вдувать воздух, то вода по стеклянной трубке попадает в верхний сосуд. Достаточно появления нескольких капель воды, как начинает бить фонтан. Это свидетельствует о хорошей растворимости HCl в воде. В верхнем сосуде вследствие растворения HCl в первых каплях воды создается разрежение. Под давлением атмосферного воздуха вода попадает в верхний сосуд. Обратите внимание, что за счет растворения в воде HCl окраска индикатора изменяется. Она становится красного цвета.

Водный раствор хлорида водорода — кислота; называют ее *хлороводородной* или *соляной кислотой.*

Хлориды находят широкое применение в качестве красителей, лекарственных веществ. Хлорид натрия — важное сырье химической промышленности (производство хлора, щелочей).

? 1. Какие из хлоридов, приведенных в таблице приложения, мало или практически нерастворимы в воде? Приведите примеры реакций их получения по реакции обмена в растворах. Какая соль является реактивом на хлорид-ионы Cl^-? (См. Лабораторное занятие 9.)

2. В токе хлора сожгли 1,76 г смеси медных и железных опилок. В результате получилось 4,60 г смеси хлоридов. Сколько меди и сколько железа было в смеси?

3. Почему при облучении смеси H_2+Cl_2 распадаются на атомы молекулы Cl_2, а не H_2?

☐ Подготовьте сообщение о применении хлоридов.

§ 48. Хлороводородная кислота

1. Какие вещества называют кислотами? 2. Приведите уравнение электролитической диссоциации соляной кислоты. Какие свойства характерны для соляной кислоты как типичного представителя класса кислот? 3. Какова сущность реакции цинка с соляной кислотой?

На рисунке 52 приведена схема промышленного производства соляной кислоты. Хлорид водорода получают синтезом из простых веществ в печи синтеза. В нижней части печи расположена горелка, в которой сжигается смесь водорода и хлора. Горелка представляет собой устройство из двух концентрически

расположенных труб; по внутренней трубке вводится хлор, а по кольцевому зазору между трубами — водород.

Подожженная в момент смешения смесь хлора и водорода продолжает гореть. Образующийся хлорид водорода направляется в поглотительные башни. В первой башне за счет растворения хлорида водорода в разбавленной хлороводородной кислоте образуется концентрированная кислота. Не успевший поглотиться в первой башне хлорид водорода растворяется во второй башне. При этом получается разбавленная хлороводородная кислота, которая затем используется для поглощения хлорида водорода.

Концентрированная хлороводородная кислота (массовая доля HCl до 40%) имеет резкий запах и «дымит» на воздухе. Это объясняется выделением из кислоты хлорида водорода и его взаимодействием с водяными парами воздуха.

Хлороводородная кислота — кислота сильная: $HCl = H^+ + Cl^-$ — проявляет высокую химическую активность. Она взаимодействует с металлами, расположенными в ряду активности до водорода, например:

$$Fe + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2$$
$$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$$

Большинство хлоридов металлов хорошо растворяется в воде. Соляная кислота взаимодействует почти со всеми основными оксидами и основаниями, например:

$$FeO + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2O$$

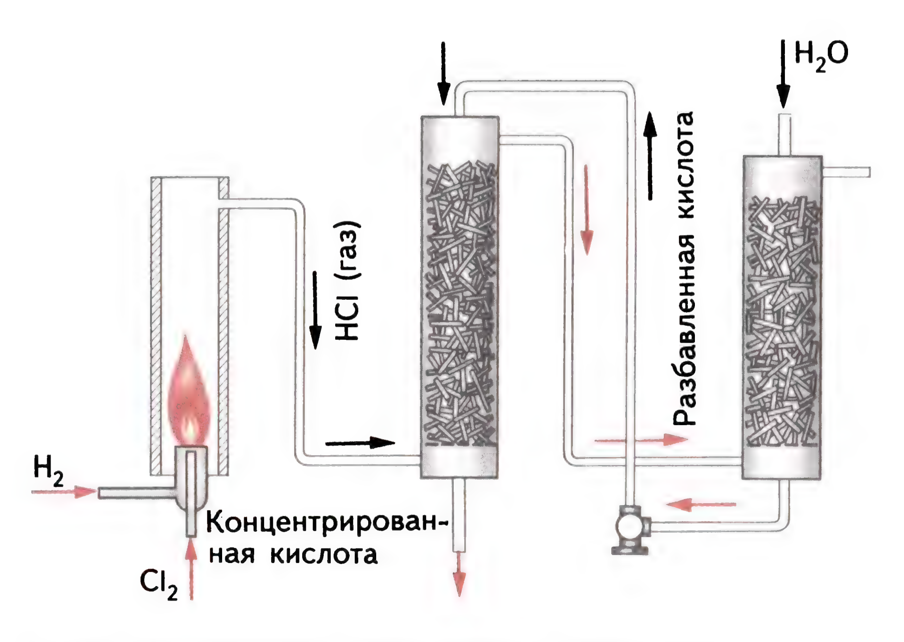


Рис. 52. Схема производства хлорида водорода и соляной кислоты.

или

$$FeO + 2HCl = FeCl_2 + H_2O$$

$$Fe(OH)_2 + 2H^+ = Fe^{2+} + 2H_2O$$

или

$$Fe(OH)_2 + 2HCl = FeCl_2 + 2H_2O$$

В любом из этих случаев образуются ионы металла. Из раствора можно выделить кристаллы солей.

Хлороводородная кислота широко применяется в народном хозяйстве. В частности, ее применяют для получения хлоридов металлов (цинка, железа, марганца). Она используется для очистки поверхностей стали от оксидов. Чтобы металл при этом не растворялся, к кислоте специально добавляют вещества (ингибиторы), которые защищают металл от разрушения в кислоте, но не препятствуют растворению оксидов.

Хлороводородную кислоту перевозят в стеклянных бутылях или металлических (стальных) емкостях, покрытых изнутри резиной. Соляную кислоту с добавками ингибиторов можно перевозить в стальных цистернах.

Хлороводородная кислота содержится в желудочном соке (около 0,3%). Она способствует перевариванию пищи и убивает болезнетворные бактерии. При недостатке в желудочном соке хлороводородной кислоты врачи прописывают ее для приема внутрь. При повышении концентрации HCl в желудочном соке ощущается изжога.

? 1. Приведите уравнения реакций с хлороводородной кислотой: а) марганца; б) его оксида; в) его гидроксида. Здесь степень окисления марганца +2.

2. В двух пробирках имеются бесцветные растворы соляной и азотной кислот. Как убедиться, что: а) это растворы кислот; б) одна из кислот является соляной?

3. Какой объем (при н.у.) водорода и хлора необходим для синтеза 78,4 л хлорида водорода?

4. Какой объем газа (при н.у.) выделится при взаимодействии 112 г железа с соляной кислотой?

5. Поглощение хлорида водорода водой в поглотительных башнях при производстве соляной кислоты осуществляется по принципу противотока (см. рис. 52): хлорид водорода подается снизу башни, а вода — сверху. Для чего используется подобный прием?

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ 13

Хлориды. Хлороводородная кислота

Опыт 1. *Получение хлорида водорода и хлороводородной кислоты.* В пробирку внесите около 1/4 ее объема хлорида натрия и закрепите на штативе, как это показано на рисунке 27. Осторожно прилейте концентрированную серную кислоту с таким ра-

счетом, чтобы она смочила соль. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки опустите в пробирку, на 1/4 наполненную водой, так, чтобы он не доходил до поверхности воды примерно на 0,5 см. Нагрейте пробирку со смесью.

Обратите внимание на внешние признаки, сопровождающие растворение хлорида водорода в воде. Объясните наблюдаемое. Когда реакция в колбе закончится, нагревание прекратите. Полученную соляную кислоту сохраните для последующих опытов.

Напишите уравнение проведенной реакции.

Опыт 2. *Свойства соляной кислоты.* Полученную соляную кислоту разлейте в три пробирки и: а) докажите, что полученный вами раствор — раствор кислоты. Напишите уравнение электролитической диссоциации соляной кислоты; б) исследуйте, что происходит при внесении в раствор кислоты гранулы цинка. Составьте уравнение реакции; в) исследуйте, что происходит при внесении в раствор хлорида водорода оксида магния. Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. *Хлориды. Качественная реакция на хлорид-ион.* С помощью известного вам реактива на ионы Cl^- проверьте их присутствие в растворах хлорида водорода и хлорида натрия. К выпавшим осадкам прилейте 1 мл азотной кислоты. Растворяются ли осадки? Составьте уравнения наблюдаемых реакций.

§ 49. Сравнительная характеристика галогенов

Почему фтор, хлор, бром и иод составляют естественное семейство элементов галогенов? Ответ обоснуйте известными вам экспериментальными фактами и их теоретическим объяснением.

Сопоставьте данные таблицы 9 и покажите, какие свойства галогенов закономерно изменяются в зависимости от их атомного номера.

Проанализируем изменение химической активности в ряду простых веществ элементов подгруппы фтора. Для этого воспользуемся значениями тепловых эффектов реакций окисления водорода галогенами:

$$H_2+F_2=2HF,\ \Delta H=-541\ \text{кДж}$$
$$H_2+Cl_2=2HCl,\ \Delta H=-184\ \text{кДж}$$
$$H_2+Br_2=2HBr,\ \Delta H=-68\ \text{кДж}$$
$$H_2+I_2=2HI,\ \Delta H=+53\ \text{кДж}$$

Как видно из приведенных данных, тепловой эффект реакции галогенов с водородом в ряду $F_2-Cl_2-Br_2-I_2$ резко изменяется.

Наибольшее количество теплоты выделяется при реакции фтора с водородом. В отличие от других галогенов реакция иода с водородом при обычных условиях — процесс эндотермический. Уменьшение теплового эффекта реакций свидетельствует о пони-

Таблица 9

Свойства галогенов

Характеристика	Элемент, простое вещество			
	фтор	хлор	бром	иод
Атомный номер	9	17	35	53
Относительная атомная масса	18,998	35,45	79,90	126,90
Электронная конфигурация внешнего слоя атома	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$
Энергия ионизации атома, кДж/моль	1681	1251	1142	1008
Состояние в обычных условиях	Газ	Газ	Жидкость	Кристаллы
Цвет	Светло-зеленый	Желто-зеленый	Темно-коричневый	Темно-серый[1]
Температура плавления, °С	−219,6	−101,03	−7,25	113,6
Температура кипения, °С	−188,13	−34,1	59,2	185,5

[1] Пары иода имеют фиолетовую окраску. Это определило название элемента иода (от греческого «иодос» — фиолетовый).

жении окислительной активности галогенов по отношению к водороду.

В чем же причина этого? В ряду HF — HCl — HBr — HI прочность химической связи уменьшается. Это объясняется тем, что размеры внешних орбиталей атомов соответствующих галогенов увеличиваются (уменьшается плотность электронных облаков). Отсюда вывод: плотность перекрывания электронных облаков атома водорода и атома галогена уменьшается (см. рис. 47). Уменьшение прочности связи в ряду HF — HCl — HBr — HI — основная причина понижения окислительной активности в ряду F_2 — Cl_2 — Br_2 — I_2.

Неодинаковую химическую (окислительную) активность галогенов можно наблюдать в реакциях вытеснения одного галогена другим, более активным. Прильем к раствору бромида натрия хлорную воду. Раствор тотчас же окрашивается в бурый цвет. Это выделяется бром:

$$2NaBr + Cl_2 = 2NaCl + Br_2$$

$$2\overset{-1}{Br} \rightarrow \overset{0}{Br_2}$$

$$\overset{0}{Cl_2} \rightarrow 2\overset{-1}{Cl}$$

Если прилить к раствору иодида калия бромную воду, то появляется бурая окраска за счет выделения иода:

$$2KI + Br_2 = 2KBr + I_2$$

$$2\overset{-1}{I} \rightarrow \overset{0}{I_2}$$

$$\overset{0}{Br_2} \rightarrow 2\overset{-1}{Br}$$

Выделение иода легко доказать, добавив раствор крахмала. Свободный иод с крахмалом дает продукт темно-синего цвета. Поэтому крахмал служит реактивом на иод, и наоборот. Эту реакцию называют *иодно-крахмальной.*

Таким образом, в этих реакциях проявляется та же закономерность в изменении химической (окислительной) активности: от хлора к иоду она уменьшается.

Соединения брома и иода встречаются в морской воде и в водах нефтяных месторождений; богаты иодом некоторые морские водоросли. Иод содержится в нашем организме. Недостаток иода вызывает нарушение деятельности щитовидной железы, приводящее к тяжелому заболеванию (базедова болезнь). Соединения иода поступают в организм с пищей. Иодид натрия часто содержится как примесь в поваренной соли. Соединения брома и иода используют в медицине. Элемент фтор содержится в живых организмах. В частности, он входит в состав зубной эмали. Отсутствие в питьевой воде соединений фтора приводит к недостатку его в организме, что вызывает разрушение зубов. Соединения фтора добавляют в зубные пасты.

? 1. Какие частицы находятся в узлах кристаллической решетки галогенов? (См. рис. 37.)

2. Нарисуйте схемы перекрывания электронных облаков при образовании молекул: а) брома; б) бромида водорода. Как отличается по прочности связи молекула брома от молекул других галогенов и чем это объясняется? Как отличается по прочности связи молекула бромида водорода от молекулы других галогеноводородов и чем это объясняется?

3. Напишите уравнение реакций окисления алюминия галогенами. Как изменяется химическая активность в ряду галогенов, если образование галогенидов алюминия сопровождается следующим тепловым эффектом:

	AlF_3	$AlCl_3$	$AlBr_3$	AlI_3
ΔH, кДж/моль	−1510	−704	−513	−308

4. На каком свойстве иода основано применение его в виде иодной настойки?

В пробирку с водой прибавьте одну каплю иодной настойки. Цвет воды почти не изменится. В другой пробирке взболтайте с водой крахмал и прибавьте немного раствора из первой пробирки. Что вы наблюдаете? Исследуйте на содержание крахмала овощи и фрукты, хлеб, муку, размолотую крупу, а также любые пищевые продукты растительного происхождения. Результаты исследования внесите в таблицу 10.

Таблица 10

Результаты исследования содержания крахмала в некоторых продуктах

Название продукта	Изменяется ли окраска под действием иода	Вывод
Картофель		
Луковица		
Яблоко		
Свекла		
Морковь		
Белый хлеб		
Мука		
. . .		

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ 14

Галогены

Опыт 1. К раствору бромида калия и иодида калия прилейте по каплям хлорную воду. Объясните наблюдаемое. Составьте уравнения реакций.

Опыт 2. К растворам хлорида калия и иодида калия прилейте бромную воду. Что наблюдаете? Каким образом можно проверить, выделяется ли при реакции иод? Составьте уравнение проведенной реакции.

В какой ряд по окислительной активности можно расположить галогены по результатам опытов 1 и 2?

Опыт 3. Проверьте, растворяются ли в воде бромид и иодид серебра (свинца). Эти соли получите реакциями обмена исходя из растворимых солей. Чем отличаются по внешнему виду бромид, иодид и хлорид серебра (свинца)? Составьте уравнения реакций.

Опыт 4. В трех пробирках находятся твердые вещества: хлорид натрия, бромид натрия, иодид натрия. Определите, в какой из пробирок находится каждое из веществ.

Опыт 5. Определите, не содержит ли столовая поваренная соль примесь иодида натрия.

ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Знание закономерностей химических реакций позволяет прогнозировать их осуществление и получать вещества с заданными свойствами.

В этой главе рассмотрим, какие факторы определяют возможность химической реакции и скорость ее протекания.

§ 50. Динамическое равновесие

Какие закономерности наблюдаются при: а) испарении жидкости; б) конденсации пара? Если вы затрудняетесь ответить на эти вопросы, обратитесь к учебнику физики.

Одни процессы протекают самопроизвольно, другие нет. Если открыть баллон с газом, то газ из баллона будет распространяться по всему объему помещения. Сахар самопроизвольно растворяется в воде, иод — в спирте. Вода в открытом сосуде самопроизвольно испаряется. Все эти процессы имеют нечто общее. Вначале молекулы, образующие вещество (вода, сахар, иод), занимали малый объем. В результате процесса (испарения, растворения) они распределились в большем объеме (пар, раствор). Произошел переход системы из более упорядоченного состояния в менее упорядоченное состояние: увеличилась степень беспорядка в системе.

Для характеристики степени беспорядка в системе принята величина, называемая *энтропией* (от греческого «превращение»). Ее обозначают S. При переходе системы из более упорядоченного состояния в менее упорядоченное состояние энтропия возрастает ($\Delta S > 0$).

Переход же системы из менее упорядоченного состояния в более упорядоченное состояние связан с уменьшением энтропии ($\Delta S < 0$). Самопроизвольное протекание подобного процесса мало вероятно. Так, трудно представить, чтобы газ сам собой собрался в баллоне, из ненасыщенного раствора выделились кристаллики сахара.

Тенденцию к увеличению беспорядка в системе характеризует *энтропийный фактор*.

Таким образом, в природе действует энтропийный фактор. Но почему тогда существуют твердые и жидкие вещества, а не только газообразные? Вспомним, почему образуются молекулы из атомов (см. рис. 36). Из состояния менее упорядоченного (свободные атомы) система переходит в состояние более упорядоченное (атомы объединены в молекулы). Вы знаете, что при образовании

молекул из атомов выделяется энергия ($\Delta H < 0$). Таким образом, в природе проявляется тенденция перехода системы в состояние с наименьшей (минимальной) энергией. Эту тенденцию назовем *энергетическим фактором.*

Итак, в природе проявляются две прямо противоположные тенденции: тенденция к беспорядку (энтропийный фактор) и тенденция к порядку (энергетический фактор) От того, какой из факторов «берет верх», зависит направление процесса.

Энтропийный фактор обусловливает плавление и испарение веществ, распад молекул на атомы; энергетический фактор проявляется при конденсации паров, кристаллизации жидкостей, объединении атомов в молекулы или кристаллы и пр.

А что происходит, когда действие энтропийного фактора уравновешивает действие энергетического фактора?

Представим себе следующий опыт. Если в закрытом сосуде разбить ампулу с водой, то вода начнет испаряться. Но испарение в закрытом сосуде может продолжаться только до определенного предела, до насыщения пара. Почему испарение в закрытом сосуде имеет предел? Вы знаете, испарение воды — процесс эндотермический. Таким образом, энергетический фактор ограничивает действие энтропийного фактора. Когда же действие одного фактора уравновешивает действие другого, наступает *равновесие.* Количество воды и ее пара в этом случае не изменяется.

Но равновесие вовсе не означает отсутствие движения. Процессы испарения и конденсации протекают постоянно. Находящиеся в паре молекулы, сталкиваясь с поверхностью воды, переходят в нее. Одновременно другие молекулы отрываются от жидкости и переходят в пар. При этом число молекул, испаряющихся в единицу времени, равно числу конденсирующихся молекул.

Скорость испарения равна скорости конденсации. Таким образом, наступает *динамическое равновесие.* Равновесное состояние системы «жидкая вода — водяной пар» можно представить схемой:

$$H_2O \text{ (жидкость)} \rightleftarrows H_2O \text{ (пар)}$$

(Состояние равновесия принято обозначать разнонаправленными стрелками $\rightleftarrows$.)

Процессы, которые одновременно протекают в двух взаимно противоположных направлениях (прямом и обратном), называются обратимыми.

Динамическое равновесие подвижно, при изменении внешних условий равновесие смещается и устанавливается новое состояние равновесия. Так, нетрудно представить, что будет, если в описываемом нами опыте изменить температуру. Повышение температуры приведет к увеличению в сосуде количества пара. Понижение же температуры приведет к уменьшению количества водяного пара. Таким образом, повышение температуры сдвигает равновесие в направлении эндотермического процесса. Понижение же темпе-

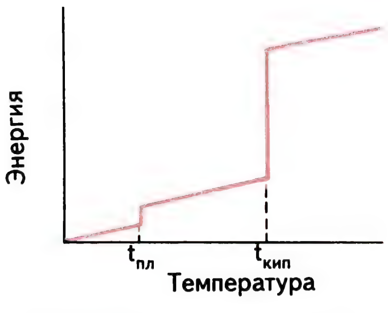
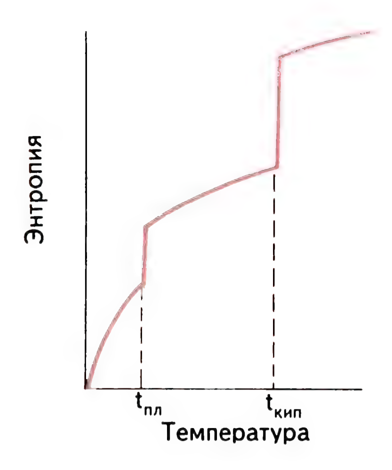


Рис. 53. Изменение внутренней энергии свинца от температуры.



Рис. 54. Изменение энтропии ▶ свинца от температуры.



ратуры сдвигает равновесие в направлении экзотермического процесса. Для рассматриваемого случая можно записать:

$$H_2O\ (\text{жидкость}) \underset{\text{Понижение температуры}}{\overset{\text{Повышение температуры}}{\rightleftarrows}} H_2O\ (\text{пар})$$

? 1. Объясните, как вы понимаете энтропийный фактор, энергетический фактор, динамическое равновесие.

2. Приведите примеры физических процессов, при которых энтропия: а) увеличивается; б) уменьшается.

3. На рисунке 53 показано, как изменяется внутренняя энергия свинца при его нагревании. Объясните ход кривой. Каким процессам отвечает резкое возрастание внутренней энергии свинца? Как это объяснить?

4. На рисунке 54 показано, как изменяется энтропия свинца при его нагревании. Объясните ход кривой. Каким процессам отвечает резкое возрастание энтропии свинца? Как это объяснить?

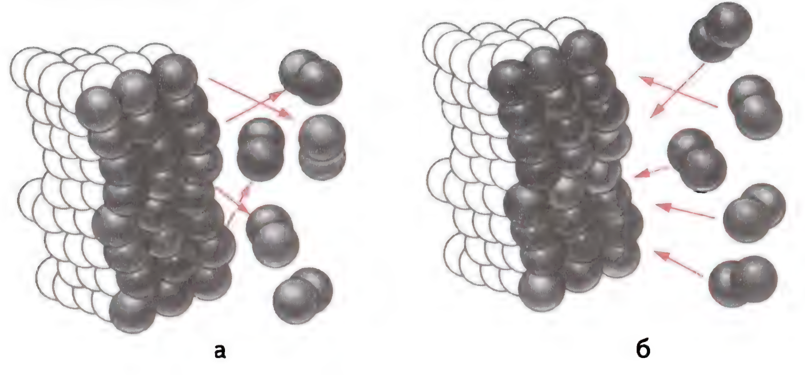


Рис. 55. Растворение *(а)* и кристаллизация *(б)* иода в насыщенном растворе.

5. Дайте определение, что такое насыщенный раствор. По рисунку 55 объясните, какие процессы осуществляются между осадком и насыщенным раствором. В чем выражается динамическое равновесие в этом случае?

6. Испарение нафталина не что иное, как растворение его в воздухе с образованием газового раствора. Почему независимо от количества кристаллы нафталина в открытом сосуде со временем «исчезают» полностью, а в закрытом сосуде при достаточном количестве нафталина этого не происходит? В каком состоянии находится система в закрытом сосуде? Какая тенденция обусловливает: а) переход нафталина в газовый раствор; б) переход его паров в кристалл?

$$\text{Нафталин (кристаллы)} \rightleftarrows \text{Нафталин (газ)}$$

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ 15

Построение кривой растворимости вещества по экспериментальным данным

Растворимость вещества находят из отношения массы или количества вещества, образующего насыщенный раствор при данной температуре, к объему растворителя.

Вам предстоит определить растворимость одной из следующих солей: KCl, $NaCl$, $MgSO_4$, K_2SO_4, $NaNO_3$ — при разных температурах (приблизительно при 20, 40, 60 и 80 °С).

Исследование вы будете проводить группой в 4—5 человек. Каждый из вас определит растворимость взятой соли при одной из заданных температур. Полученные результаты используйте для построения кривой зависимости растворимости соли от температуры (см. рис. 56). Задание выполняйте в следующей последовательности.

1. Взвесьте фарфоровую чашку.
2. В химическом стакане нагрейте 40—50 мл воды до температуры на 1—2 °С выше заданной.
3. Приготовьте насыщенный при данной температуре раствор. Для этого небольшими порциями вносите соль в стакан с водой при перемешивании стеклянной палочкой, пока новая порция соли не будет растворяться.
4. Измерьте температуру насыщенного раствора. Прилейте около 25 мл раствора в заранее взвешенную чашку. Чашку с раствором взвесьте. Затем выпарьте раствор. Следите за тем, чтобы раствор не закипал и не разбрызгивался (регулируйте пламя).
5. Чашку с выделившейся солью охладите, а затем взвесьте.
6. Вычислите массу соли и выпаренной воды. Рассчитайте растворимость соли в г/л при данной температуре.
7. Постройте кривую растворимости соли, используя данные, полученные всеми членами группы.
8. Сравните полученную кривую растворимости данного вещества с кривой растворимости, приведенной для него на рисунке 56.

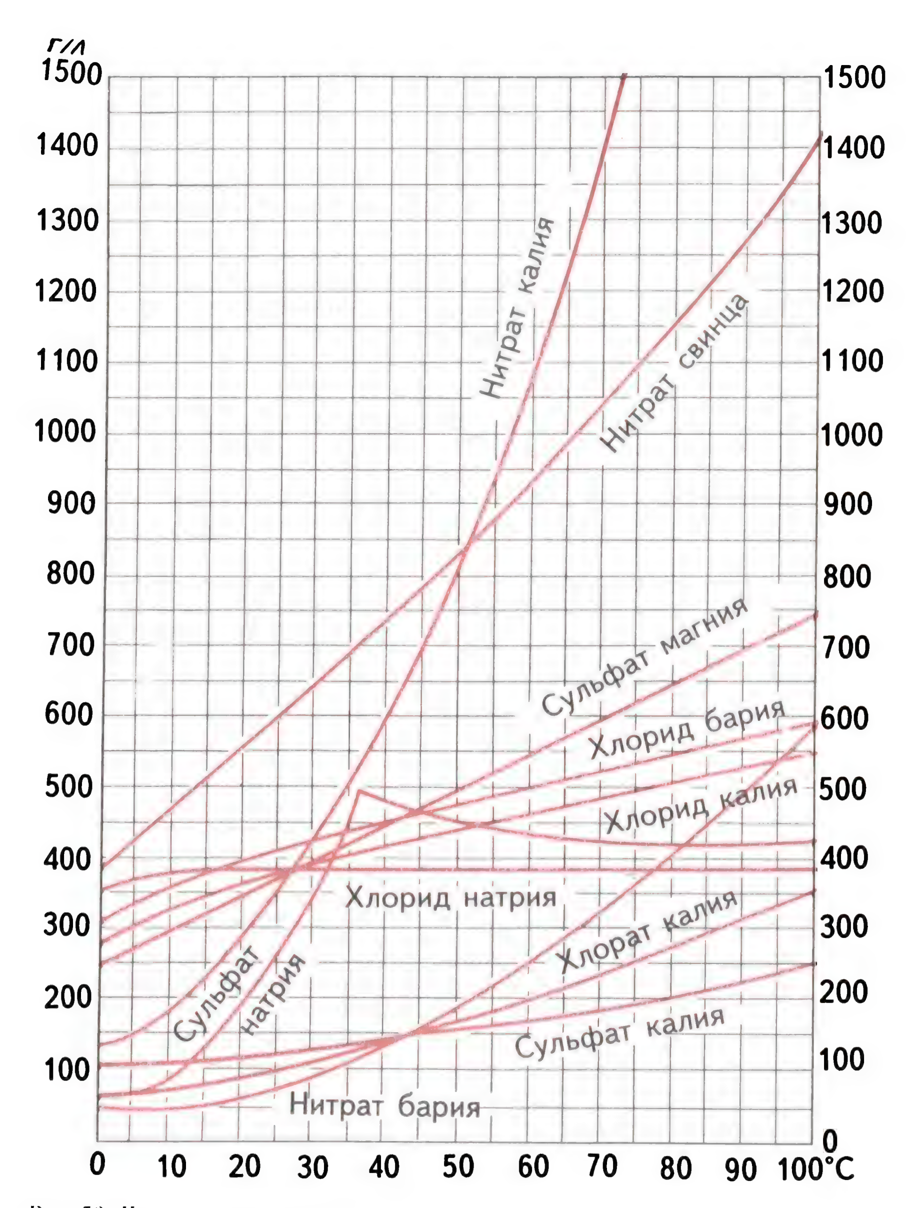


Рис. 56. Кривые растворимости.

☐ Составьте рассказ о значении растворов в природе. Вначале напишите план сообщения, применяя знания, полученные из курсов природоведения, ботаники, физики и на основании своего жизненного опыта.

Приготовьте раствор удобрений для комнатных растений, в котором массовая доля удобрений 2%. Раствор используйте для подкормки комнатных растений.

§ 51. Химическое равновесие

При каких условиях в системе устанавливается динамическое равновесие? Приведите примеры динамического равновесия.

Вам известно, что процессы растворения и кристаллизации веществ из растворов (а также испарения и конденсации веществ, их возгонка и кристаллизация в закрытых сосудах и пр.) протекают самопроизвольно лишь до определенного предела — до установления в системе динамического равновесия, т. е. равенства скоростей прямого и обратного процесса. Этой закономерности подчиняется и протекание химических реакций.

Большинство химических реакций обратимы, т. е. протекают одновременно во взаимно противоположных направлениях. Рассмотрим обратимую реакцию:

$$2H_2 + O_2 \rightleftarrows 2H_2O$$

Протекание реакции в прямом направлении

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O, \ \Delta H < 0, \ \Delta S < 0$$

сопровождается выделением энергии ($\Delta H < 0$). Энтропия системы при этом уменьшается ($\Delta S < 0$), так как в результате реакции из 3 моль газов образуется 2 моль газа. Таким образом, движущей силой этого процесса является энергетический фактор.

Протекание реакции в обратном направлении

$$2H_2O = 2H_2 + O_2, \ \Delta H > 0, \ \Delta S > 0$$

сопровождается поглощением энергии ($\Delta H > 0$). Энтропия системы возрастает ($\Delta S > 0$). Таким образом, движущей силой этого процесса является энтропийный фактор.

Представим себе, что при 2000°C и атмосферном давлении в закрытый сосуд введена смесь водорода и кислорода. Начинается процесс образования воды. Его протекание обеспечивает энергетический фактор. Но с появлением паров воды начинает действовать энтропийный фактор — часть образовавшейся воды разлагается на водород и кислород. Вначале действие энергетического фактора преобладает над действием энтропийного фактора. В конце концов действие этих факторов уравновешивается. Наступает динамическое равновесие. В случае химических реакций оно называется *химическим равновесием*. При химическом равновесии число образующихся в единицу времени молекул (или других частиц) по прямой реакции равно числу молекул (частиц), вступающих во взаимодействие по обратной реакции.

Следовательно, в закрытом сосуде полного превращения водорода и кислорода в воду не происходит. В результате реакции присутствует смесь трех газов — водорода, кислорода и воды. Таким образом, мы можем сделать вывод: *самопроизвольное протекание обратимых химических реакций происходит только до известного предела — до установления в системе химического равновесия*. После наступления равновесия концентрации веществ (ис-

ходных и продуктов реакции) при данных условиях остаются неизменными (рис. 57).

?

1. Объясните следующий опыт. В закрытый сосуд при 2000 °С и атмосферном давлении введена вода. По истечении некоторого времени в сосуде обнаруживается смесь газов: водорода, кислорода и воды. Концентрация этих газов с течением времени не изменяется.

2. В какую сторону сместится химическое равновесие системы

$$2H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O, \ \Delta H < 0$$

при: а) повышении температуры; б) понижении температуры?



Рис. 57. Изменение концентрации веществ по мере приближения системы к равновесию.

§ 52. Энергетический и энтропийный факторы и направление реакций

1. Что вам известно об энергетическом и энтропийном факторах протекания химических процессов? (См. § 50.) 2. Приведите примеры химических реакций, при которых энтропия системы: а) увеличивается; б) уменьшается. 3. Приведите примеры химических реакций, при которых энергия системы: а) уменьшается; б) увеличивается. Как называют такие реакции? 4. Какой знак имеют ΔH и ΔS в реакциях: а) синтеза воды из простых веществ; б) разложения воды?

Мы знаем о существовании более трехсот простых веществ и около шести миллионов химических соединений. Можно записать огромное число уравнений реакций между ними. Возникает вопрос: осуществимы ли эти реакции и при каких условиях? Что является критерием принципиальной возможности или невозможности химического процесса? Чтобы ответить на этот вопрос, вспомните роль энергетического и энтропийного факторов при протекании химических реакций.

Вы знаете, что энергетический фактор обусловливает переход системы в состояние с минимальной энергией. Количественно энергетический фактор оценивают по значению теплового эффекта реакции ΔH.

Энтропийный фактор определяет переход системы в состояние с большей неупорядоченностью. Состояние неупорядоченности в системе выражается произведением $T\Delta S$[1] (произведение темпе-

[1] В этом выражении T обозначает абсолютную температуру, которая может иметь только положительные значения. Единица абсолютной температуры называется *кельвином* (обозначается К). Соотношение абсолютной температуры T и температуры по шкале Цельсия: T К $= t$ °С $+ 273$ °С

ратуры на изменение энтропии). Наличие в этом выражении значения температуры указывает на то, что увеличение степени неупорядоченности в системе может быть достигнуто нагреванием. Чем выше температура, тем больше в системе неупорядоченность. Произведение $T\Delta S$ выражают в единицах энергии, т. е. в джоулях (как и ΔH).

Энергетический фактор и энтропийный фактор относительно друг друга оказывают противоположное влияние на химический процесс. Поэтому принципиальная возможность или невозможность химической реакции определяется результирующим действием этих факторов:

$$\Delta H - T\Delta S$$

Очевидно, что наиболее благоприятно для протекания процесса такое состояние системы, когда ее энергия уменьшается, а энтропия растет:

$$\Delta H < 0, \ \Delta S > 0$$

Тогда принципиальная возможность химической реакции будет определяться отношением:

$$\Delta H - T\Delta S < 0$$

Рассмотрим, как влияют энергетический и энтропийный факторы на осуществление реакции образования карбоната кальция $CaCO_3$ из оксидов CaO и CO_2[1]:

$$CaO(к) + CO_2(г) = CaCO_3(к), \ \Delta H < 0, \ \Delta S > 0$$

Эта реакция экзотермическая ($\Delta H < 0$), протекает с уменьшением объема ($\Delta S < 0$). Следовательно, возможность реакции определяется действием энергетического фактора, который перекрывает противодействие энтропийного фактора (по абсолютному значению $|\Delta H| > |T\Delta S|$.

Наоборот, разложение карбоната кальция на оксиды:

$$CaCO_3(к) = CaO(к) + CO_2(г); \ \Delta H > 0, \ \Delta S > 0$$

реакция эндотермическая ($\Delta H > 0$), протекает с увеличением объема ($\Delta S > 0$). Следовательно, возможность ее определяет энтропийный фактор. При высокой температуре энтропийный фактор перекрывает противодействие энергетического фактора, т. е. $|T\Delta S| > |\Delta H|$:

$$\Delta H - T\Delta S < 0$$

Как видим, процесс

$$CaO(к) + CO_2(г) \rightleftharpoons CaCO_3(к)$$

обратим. При высоких температурах процесс идет в сторону разложения $CaCO_3$; при пониженных температурах, наоборот,

[1] В термохимических уравнениях принято указывать состояние реагентов: г — газ, ж — жидкость, к — кристалл, р — раствор.

в сторону образования $CaCO_3$. Когда действие энергетического и энтропийного факторов уравновешивается, т. е.

$$\Delta H = T\Delta S,$$

наступает химическое равновесие.

? 1. Какой фактор — энергетический или энтропийный — определяет возможность реакций: а) синтез воды из простых веществ; б) разложение воды на простые вещества? Как влияет температура на возможность осуществления реакций?

2. Какой фактор — энергетический или энтропийный — определяет возможность следующих реакций:

$$2SO_2(г) + O_2(г) = 2SO_3(к),\ \Delta H < 0$$
$$2SO_3(к) = 2SO_2(г) + O_2(г),\ \Delta H > 0$$
$$H_2O(ж) + SO_3(к) = H_2SO_4(ж),\ \Delta H < 0$$
$$H_2CO_3(р) = CO_2(г) + H_2O(ж),\ \Delta H > 0$$
$$2Na(к) + 2H_2O(ж) = 2NaOH(р) + H_2(г),\ \Delta H < 0$$
$$Zn(к) + H_2SO_4(р) = ZnSO_4(р) + H_2(г),\ \Delta H < 0?$$

По результатам ответов составьте таблицу 11.

Таблица 11

Влияние энергетического и энтропийного факторов на направление реакции

Реакция	Знак		Направление реакции[1]	
	ΔH	$T\Delta S$	при высоких T	при низких T

[1] Направление реакции обозначьте стрелкой → или ←.

3. В каком направлении — прямом или обратном — протекает реакция

$$2H_2(г) + O_2(г) = 2H_2O(г)$$

при: а) $T = 298$ К (25°С), если $\Delta H = -484$ кДж, $T\Delta S = -26$ кДж; б) $T = 1000$ К (737°С), если $\Delta H = -484$ кДж, $T\Delta S = -890$ кДж?

§ 53. Скорость химической реакции

Дайте определение понятия скорости движения (см. учебник физики).

Возможность реакции в данных условиях определяется суммарным действием двух факторов: энергетического и энтропийного. Однако, чтобы управлять химической реакцией, надо знать скорость и механизм ее протекания.

Химические реакции протекают с различными скоростями. Некоторые из них осуществляются за малые доли секунды, другие —

в течение тысячелетий. Из известных реакций самая быстрая протекает в 10^{40} раз быстрее, чем самая медленная. Так, реакция нейтрализации кислоты щелочью при комнатной температуре протекает мгновенно. Химическое выветривание горных пород (например, превращение гранита в глину) протекает в течение тысячелетий.

О скорости реакции можно судить по изменению концентрации одного из исходных веществ в единицу времени. Допустим, что в закрытом сосуде протекает реакция между газообразными веществами А и В:

$$A + B = AB$$

Концентрация вещества А в какой-то момент времени τ_1 составляет c_1, а в момент времени τ_2 — c_2. Тогда скорость реакции v будет равна:

$$v = -\frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1} = -\frac{\Delta c}{\Delta \tau}$$

В результате реакции концентрация исходного вещества уменьшается. Поэтому в выражении скорости стоит знак минус. О скорости реакции можно судить также по увеличению концентрации в единицу времени продукта реакции. Тогда

$$v = \frac{\Delta c}{\Delta \tau}$$

При химическом равновесии скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции. Поэтому изменения концентраций веществ при химическом равновесии не наблюдается.

Рассмотрим факторы, которые влияют на скорость протекания реакций. Прежде всего *скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ*. Так, вы знаете, что скорость взаимодействия металлов с кислотой зависит от их природы. Например, скорость реакции (скорость выделения водорода) больше при взаимодействии с соляной кислотой магния, чем, например, цинка. В свою очередь железо взаимодействует с соляной кислотой медленнее, чем цинк.

На примере реакции водорода и хлора (см. § 47) вы убедились в том, что по уравнению реакции нельзя судить о механизме ее протекания. Уравнение реакции отражает суммарный результат химического процесса, т. е. какие вещества вступают в реакцию и какие вещества образуются в результате нее. О механизме реакции можно судить лишь на основании экспериментальных наблюдений или теоретических расчетов.

Существуют реакции *гомогенные* и *гетерогенные*[1]. Реакций,

[1] От греческих слов гомо — равный, одинаковый, гетеро — другой. Гомогенный — однородный, гетерогенный — неоднородный, состоящий из разнородных веществ или вещества в разном состоянии (например, пар — жидкость).

которые протекают в однородной среде, например в смеси газов, называют *гомогенными.* Гетерогенные — это такие реакции, которые идут на поверхности соприкосновения твердого вещества и газа, твердого вещества и жидкости и т. д.

Для того чтобы произошла реакция, реагирующие частицы (атомы, молекулы, ионы) исходных веществ должны столкнуться друг с другом. Чем чаще столкновения, тем быстрее осуществляется реакция. Большинство гомогенных реакций происходят путем попарного столкновения частиц (атома с молекулой, молекулы с молекулой, иона с молекулой и т. д.). Понятно, что число столкновений частиц при данной температуре зависит от концентрации реагирующих веществ. Следовательно, и *скорость реакции зависит от концентрации взаимодействующих веществ.*

Скорость гетерогенной реакции, например между газом и твердым веществом, зависит от частоты соударений молекул газа с твердым веществом на единицу площади его поверхности. Поэтому чтобы получить больше продукта в единицу времени при гетерогенной реакции, нужно увеличить площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ.

Вам хорошо известно, что на скорость реакции большое влияние оказывает температура. Подавляющее большинство реакций при нагревании протекают быстрее, чем без нагревания.

Так, синтез воды:

$$2H_2+O_2=2H_2O$$

при 20°C осуществить практически невозможно, настолько мала скорость реакции при этой температуре. (Чтобы прореагировало при этой температуре всего лишь 15% исходных веществ, потребовалось бы 54 миллиарда лет!) При 500°C эта реакция протекает всего за 50 мин, а при 700°C процесс осуществляется практически мгновенно.

Разумно предположить, что при нагревании реагирующие частицы становятся активными и способными к химическому взаимодействию. К обсуждению этого факта более подробно мы вернемся в учебнике Химия-10, 11.

? 1. Как можно количественно выразить: а) скорость растворения вещества; б) скорость его кристаллизации из раствора?

2. Сравните определения понятий «скорость движения» (см. учебник физики) и «скорость химической реакции». Сформулируйте определение понятия «мгновенная скорость реакции».

3. К каким системам — гомогенным или гетерогенным — относятся: а) вода — лед; б) насыщенный раствор — осадок; в) газ — газ?

4. Как объяснить следующие известные вам факты: а) пищевые продукты сохраняют при низких температурах; б) пищу готовят при нагревании; в) чтобы топливо горело, его поджигают; г) сахарный песок растворяется в чае быстрее, чем кусковой сахар; д) сахар в горячем чае растворяется быстрее, чем в холодном?

5. Как вы думаете, гомогенными или гетерогенными являются процессы: а) реакция кислорода с гемоглобином крови в альвеолах легких; б) поглощение водяных паров оксидом фосфора (V); в) разбавление водой концентрированной серной кислоты?

§ 54. Катализ

Проведем двумя способами известную вам реакцию железа и серы с образованием сульфида железа (II). Смешаем порошкообразные железо и серу. Мы не замечаем протекания процесса. Если же к этой смеси прикоснуться раскаленной проволокой, то реакция начинается и далее протекает самопроизвольно. О протекании реакции свидетельствует, в частности, разогревание реакционной массы.

Теперь к такой же смеси прибавим несколько капель воды и размешаем смесь до образования тестообразной массы. Через несколько минут мы замечаем протекание реакции: масса смеси веществ раскаляется, и процесс внешне протекает так же, как и при нагревании. Протеканию реакции на этот раз способствует присутствие воды, которая в данном случае выступает как катализатор.

Катализатором называют вещество, которое, участвуя в химической реакции, увеличивает ее скорость, оставаясь к концу реакции химически неизменным.

Реакции, идущие с участием катализатора, называются *каталитическими.* Катализаторы изменяют скорость химической реакции за счет изменения механизма ее протекания. Допустим, между веществами А и В возможно взаимодействие с образованием вещества АВ:

$$A+B=AB$$

Но эта реакция протекает очень медленно; ее скорость практически равна нулю. Теперь допустим, что вещество К (катализатор) легко вступает во взаимодействие с веществом А, образуя соединение АК:

$$A+K=AK$$

Эта реакция протекает быстро, так как природа взаимодействующих веществ уже другая. Соединение АК по той же причине легко взаимодействует с веществом В, образуя вещества АВ и К:

$$B+AK=AB+K$$

Суммируя два последних уравнения, получим:

$$\begin{array}{l} A+K=AK \\ \underline{B+AK=AB+K} \\ A+B=AB \end{array}$$

Таким образом, вещество К приняло участие в процессе,

но в результате его осталось химически неизменным. В отсутствие катализатора реакция протекает при непосредственном взаимодействии веществ А и В очень медленно. Каталитическая реакция происходит в две стадии — через образование промежуточного соединения АК — очень быстро.

Катализ чрезвычайно распространен в природе; он играет огромную роль в процессах жизнедеятельности организмов. Вам известно, в частности, что в нашем организме происходит непрерывное окисление углеродсодержащих веществ вдыхаемых кислородом воздуха с образованием воды и углекислого газа. Подобное превращение на примере окисления сахара можно представить суммарным уравнением:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + 12O_2 = 12CO_2 + 11H_2O, \ \Delta H = -5645 \text{ кДж}$$

При этом выделяется энергия, за счет которой поддерживается жизнедеятельность нашего организма. Горение углеродсодержащих веществ (того же сахара) требует предварительного нагревания. В живом же организме подобные превращения вследствие участия катализаторов происходят при обычных условиях.

Каталитические реакции имеют большое значение в промышленности. С некоторыми примерами промышленных каталитических реакций вы познакомитесь несколько позже.

? 1. В зависимости от агрегатного состояния катализатора и реагирующих веществ катализ может быть гомогенным и гетерогенным. Какими способами можно увеличить поверхность катализатора в гетерогенном катализе?

2. Какую роль играют ферменты в живом организме?

3. Обсудите сущность каталитической реакции с позиций представления о влиянии на скорость реакции природы реагирующих веществ.

ПОДГРУППА КИСЛОРОДА

§ 55. Кислород

1. Какие элементы образуют подгруппу кислорода? **2.** Каково строение внешнего слоя электронной оболочки их атомов? **3.** По памятке к изучению химического элемента (см. с. 114) предскажите свойства кислорода. **4.** По словам известного шведского химика И. Берцелиуса, «кислород является центром, вокруг которого вращается вся химия». Прокомментируйте эти слова.

Кислород O, сера S, селен Se, теллур Te, полоний Po образуют главную подгруппу VI группы. У атомов элементов подгруппы одинаковое строение внешнего электронного слоя — ns^2np^4.

Кислород по электроотрицательности (см. приложение) уступает только фтору. Для него характерна отрицательная степень окисления −2. И только в соединениях со фтором кислород проявляет положительную степень окисления +2.

Кислород — самый распространенный элемент на Земле (из каждых 100 атомов земной коры 58— атомы кислорода). Его массовая доля в воздухе составляет около 23%. Но, как ни велико содержание свободного кислорода в атмосфере ($1{,}5 \cdot 10^{15}$ т), это всего лишь 0,0001 от общего содержания кислорода в соединениях. А. Лавуазье показал, что кислород содержится во многих веществах, в том числе кислотах. Отсюда название Oxigenium, от греческих слов «оксос» — кислый и «геннас» — рождаю. Кислород входит в состав воды (около 89%), глины (56%), песка (53%) и т. д. Массовая доля кислорода в организме человека составляет 65%.

Велика роль кислорода в природе. Его можно назвать одновременно и созидателем, и разрушителем. Кислород поддерживает дыхание, а значит жизнь, окисляя органические вещества. Выделяемая при этом энергия обеспечивает жизнедеятельность организма.

Но с участием кислорода в природе постоянно протекают и процессы разрушения — ржавление металлов, гниение растительных и животных останков, горение веществ.

Как вы думаете, почему горение веществ в кислороде происходит значительно активнее, чем в воздухе?

Так, если раскалить уголь в пламени горелки и вынуть его из пламени, то уголь некоторое время тлеет на воздухе, а затем гаснет. Но, внесенный в банку с кислородом, уголь раскаляется добела и горит, без пламени и дыма.

Уголь горит в атмосфере кислорода:

$$C + O_2 = CO_2, \ \Delta H < 0$$

значительно активнее, чем в воздухе.

Поэтому о заполнении сосуда кислородом можно судить по вспыхиванию тлеющей лучинки. В воздухе лучинка тлеет, а в кислороде она мгновенно загорается.

В воздухе сера горит еле заметным голубым пламенем. Если опустить в сосуд с кислородом на ложечке зажженную серу, то она сгорает ярким синим пламенем.

Сера горит в кислороде интенсивнее, чем в воздухе:

$$S + O_2 = SO_2, \ \Delta H < 0$$

Прикрепим к одному концу стальной проволоки кусочек спички. Зажжем спичку и проволоку с горящей спичкой внесем в банку с кислородом. От горящей спички загорается железо, во все стороны разбрызгивая яркие искры — частицы окалины.

При нагревании на воздухе железа его горения мы не наблюдаем. Только при температуре белого каления на поверхности железа образуется окалина Fe_3O_4. Если же раскаленное железо находится в атмосфере кислорода, то оно сгорает.

При горении в кислороде горючих веществ (водорода, ацетилена и др.) выделяется большое количество теплоты и достигается очень высокая температура. Поэтому кислород используют в специальных горелках в качестве окислителя горючих газов для получения высоких температур. Так, кислородно-ацетиленовая горелка дает пламя с температурой около 3000°С.

Жидкий кислород используют в качестве эффективного окислителя ракетного топлива (рис. 58). Горючие вещества (хлопок, древесные опилки, уголь и пр.), пропитанные жидким кислородом (оксиликвиты), используют для взрывных работ. Достаточно одной искры, чтобы эта смесь прореагировала почти мгновенно. При этом образуется очень большой объем газообразных продуктов, что и создает взрыв.



Рис. 58. Схема ракеты для высотных исследований.

В лаборатории кислород получают разложением манганата (VII) калия $KMnO_4$ при нагревании. В технике кислород получают из жидкого воздуха. Составные части жидкого воздуха испаряются при различных температурах, что позволяет отде-

лить их друг от друга. Кислород и водород иногда получают разложением воды электрическим током (электролизом воды).

В промышленности кислород (или обогащенный им воздух) в основном используют для интенсификации некоторых производственных процессов. В металлургии, например, кислородное дутье ускоряет выплавку чугуна; в химической промышленности — интенсифицирует производство серной кислоты и пр.

Кислород используют и в медицине. Кислородные подушки и палатки применяют при затрудненном дыхании.

Химический элемент кислород O, кроме обычного кислорода O_2, образует еще одно простое вещество — *озон* — O_3.

Явление существования химического элемента в виде нескольких простых веществ называется аллотропией.

Каждое из простых веществ, образованных одним и тем же элементом, называется *аллотропическим видоизменением* этого элемента.

Поскольку состав молекулы кислорода O_2 и молекулы озона O_3 отличается, свойства аллотропических видоизменений также различаются. Озон в полтора раза тяжелее кислорода. Озон легко разлагается, превращаясь в кислород: $2O_3 = 3O_2$, $\Delta H < 0$.

Как окислитель озон сильнее кислорода. Так, в его атмосфере самовоспламеняется эфир, скипидар, спирт. Дышать озоном нельзя, так как он разрушает ткани дыхательных путей. Озон применяется для обеззараживания воды (вместо хлора).

Озон можно получить при пропускании электрического разряда через кислород (рис. 59): $3O_2 = 2O_3$, $\Delta H > 0$

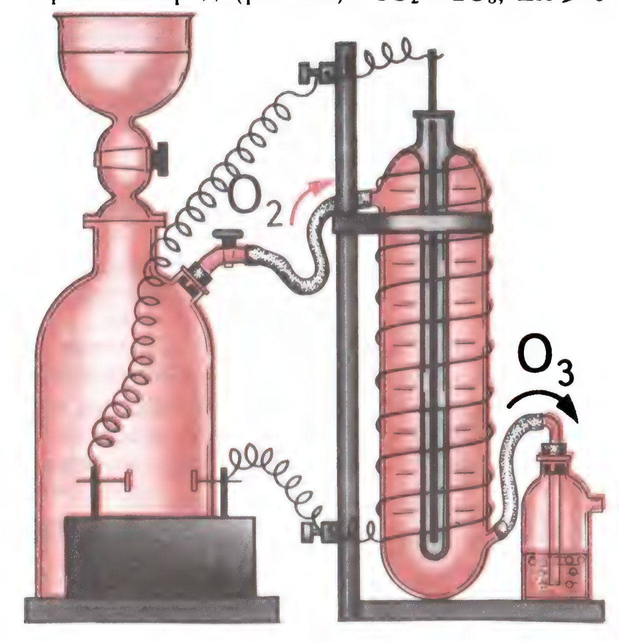


Рис. 59. Озонатор (схема).

Острый запах озона иногда ощущается вблизи электрических генераторов и моторов. Озон образуется в воздухе при грозовых разрядах молний.

Образовавшийся озон собирается в верхних слоях атмосферы, образуя озонный слой. Озонный слой поглощает ультрафиолетовое излучение Солнца, защищая тем самым жизнь на Земле. Беспокойство ученых вызывают обнаружившиеся в некоторых местах «озонные дыры». Сегодня предпринимаются меры по сохранению «озонного щита Земли». Причины образования озонных дыр и методы сохранения озонного щита Земли обсуждаются в учебнике химии 10—11-го классов.

? 1. Составьте уравнения реакций: а) синтеза воды из водорода и кислорода; б) разложения воды на водород и кислород. Какая из этих реакций протекает с: а) выделением теплоты; б) поглощением теплоты; в) увеличением энтропии; г) уменьшением энтропии? Какая из реакций осуществляется за счет: а) энергетического фактора; б) энтропийного фактора?

2. Воспользуйтесь представлением об энтропийном и энергетическом факторах для объяснения агрегатного состояния кислорода в обычных условиях.

3. Составьте уравнение горения ацетилена C_2H_2 в кислороде (степень окисления углерода в C_2H_2 можно принять —1). Для какой цели и почему используется эта реакция? Какое количество теплоты выделится при сгорании 2,24 л ацетилена (при н.у.), если теплота сгорания его составляет 1305,4 кДж/моль?

4. Почему кислород образно называют «природным санитаром»?

5. Почему нагревание ускоряет окисление веществ кислородом? Почему в кислороде реакции протекают интенсивнее, чем на воздухе?

6. Почему при приготовлении компоста его необходимо 2—3 раза перелопачивать?

☐ По рисунку 60 опишите области применения кислорода. На каких свойствах кислорода основано его применение?

§ 56. Оксид водорода — вода

Нарисуйте схему перекрывания электронных облаков атомов кислорода и водорода в молекуле воды. Объясните состав молекулы воды и ее строение.

Важнейший из природных оксидов — оксид водорода H_2O — вода распространена на нашей планете повсеместно (общие запасы около $1{,}4 \cdot 10^{18}$ т!)[1]. Основная масса воды сосредоточена в морях и океанах. На долю пресной воды приходится только 2,6%. Причем большая ее часть находится в ледяных массивах на Северном и Южном полюсах. Большое количество воды содержится в земной атмосфере.

Вода имеет исключительно важное значение в природе. Без воды невозможна жизнь: в живых организмах массовая доля воды составляет от 50 до 99%!

---

[1] 1 400 000 000 000 000 000 тонн!

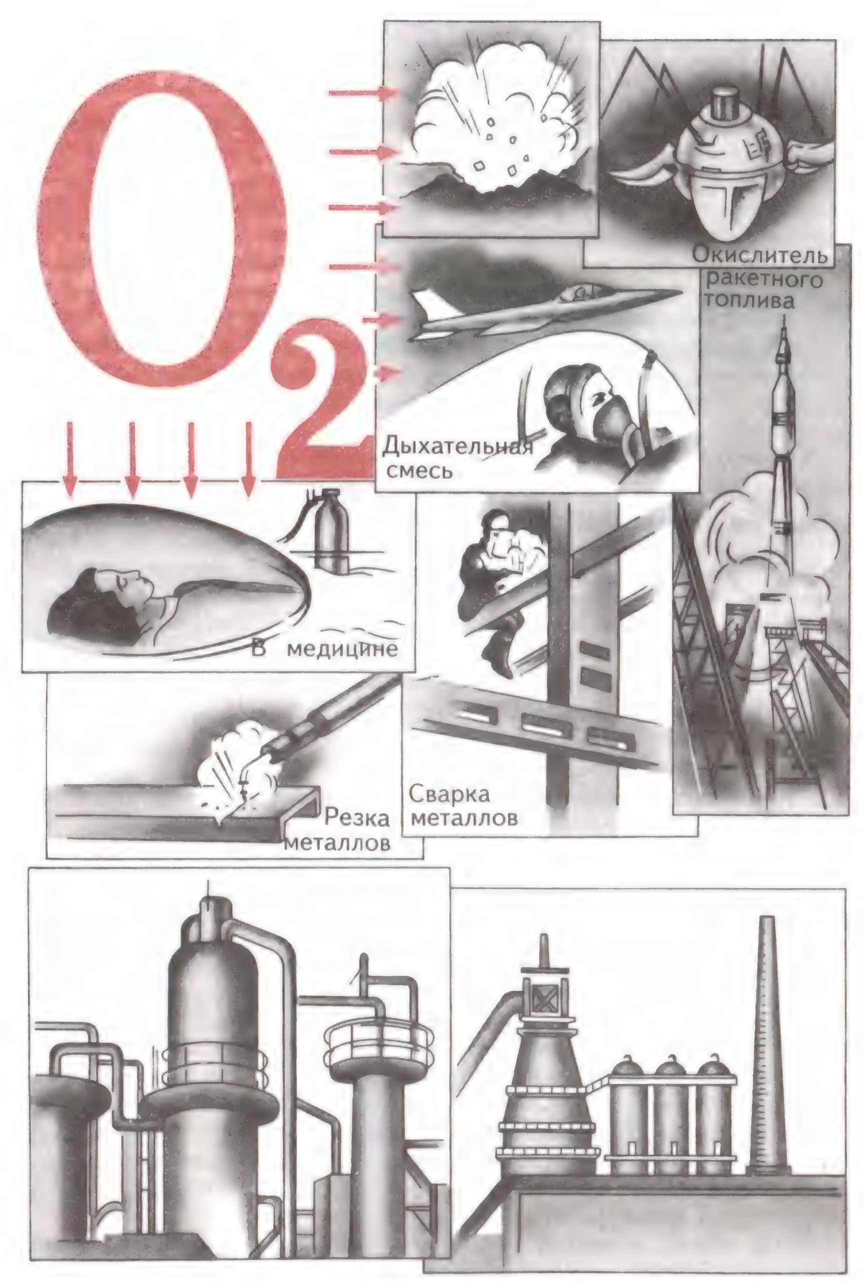


Рис. 60. Применение кислорода (схема).

Одно из наиболее важных свойств воды — ее способность растворять многие вещества. В природе нет воды, которая не содержала бы растворенные вещества. Даже дождевая вода содержит углекислый газ, кислород, азот, следы азотной кислоты и других растворенных веществ.

Работа, совершаемая водой на Земле, грандиозна. Вода разрушает горные породы, переносит огромные массы веществ по всей планете, создает осадочные породы. За счет испарения и конденсации воды регулируется климат на Земле.

Первоначальные представления о строении молекулы воды вы уже получили. В молекуле воды имеются две полярные ковалентные связи О — Н:

$$\begin{array}{l} :\ddot{O}—H \\ \;\;| \\ \;\;H \end{array} \quad \text{или} \quad \begin{array}{c} :\ddot{O}:H \\ \ddot{H} \end{array}$$

Они образованы за счет перекрывания двух электронных $2p$-облаков атома кислорода и одноэлектронных $1s$-облаков двух атомов водорода (см. с. 104). В молекуле воды атом кислорода имеет четыре электронные пары. Две из них участвуют в образовании ковалентных связей, т. е. являются связывающими. Две другие электронные пары являются несвязывающими.

В молекуле имеется четыре полюса зарядов: два — положительных и два — отрицательных. Положительные заряды сосредоточены у атомов водорода, так как кислород электроотрицательнее водорода. Два отрицательных полюса приходятся на две несвязывающие электронные пары кислорода:

$$\begin{array}{ccc} & \delta- & \delta+ \\ \delta-: & \ddot{O} — & H \\ & | & \\ & H & \\ & \delta+ & \end{array}$$

Подобное представление о строении молекулы воды позволяет объяснить многие свойства воды, в частности структуру льда. В кристаллической решетке льда каждая из молекул окружена четырьмя другими. В плоскостном изображении это можно представить так:

$$\begin{array}{ccccccc} & & & & H & & \\ & & & & | & & \\ & & H & — & O & & H \\ & & & & \vdots & & | \\ O & — & H\cdots & O & —H\cdots & & O—H \\ | & & & | & & & \\ H & & & H & & & \\ & & & \vdots & & & \\ & & & O—H & & & \\ & & & | & & & \\ & & & H & & & \end{array}$$

Положительно заряженный атом водорода одной молекулы воды притягивается к отрицательно заряженному атому кислорода другой молекулы воды.

На схеме видно, что связь между молекулами осуществляется посредством атома водорода:

$$\begin{array}{ccccc} & & & & \mathrm{H} \\ & \delta+ & & \delta- & | \\ \mathrm{O}- & \mathrm{H} & \cdots & & \mathrm{O}-\mathrm{H} \\ | & & & & \\ \mathrm{H} & & & & \end{array}$$

Такая связь получила название *водородной*. (Ее обозначают точками.) По прочности водородная связь примерно в 15—20 раз слабее ковалентной связи. Поэтому водородная связь легко разрывается, что наблюдается, например, при испарении воды.

Структура жидкой воды напоминает структуру льда. В жидкой воде молекулы также связаны друг с другом посредством водородных связей. Однако структура воды менее «жесткая», чем льда. Вследствие теплового движения молекул в воде одни водородные связи разрываются, другие образуются.

Вода применяется во всех областях хозяйственной деятельности человека. В связи с бурным развитием промышленности, ростом населения городов расход воды все увеличивается. Первостепенное значение приобретают вопросы охраны водных источников от истощения, а также от загрязнения сточными водами. Вам известно, какой ущерб наносят сточные воды обитателям водоемов. Эта проблема решается путем создания таких технологических процессов, в которых отработанная вода не сбрасывается в водоемы, а после очистки снова возвращается в технологический процесс.

? 1. Почему лед легче воды? Почему плавление и испарение воды — процесс эндотермический?

2. Чем отличается водородная связь от ковалентной?

3. Между молекулами воды и хлорида водорода возможна связь вида:

$$\begin{array}{l} \mathrm{H}-\mathrm{O}\cdots\mathrm{H}-\mathrm{Cl} \\ \quad\ \ | \\ \quad\ \ \mathrm{H} \end{array}$$

Каким образом осуществляется эта связь и как она называется?

4. На рисунке 61 приведены модели состояния ионов Na^+ и Cl^- в растворе хлорида натрия. Как вы думаете, почему молекулы воды связаны с катионом через атом кислорода, а с анионом — через атом водорода?

5. Приведите примеры реакций с водой: а) металла; б) оксида металла; в) оксида неметалла.

6. Барий относится к наиболее активным металлам. Напишите уравнение реакции его с водой. Какой объем водорода (при н.у.) выделится при действии на воду 137 г бария?

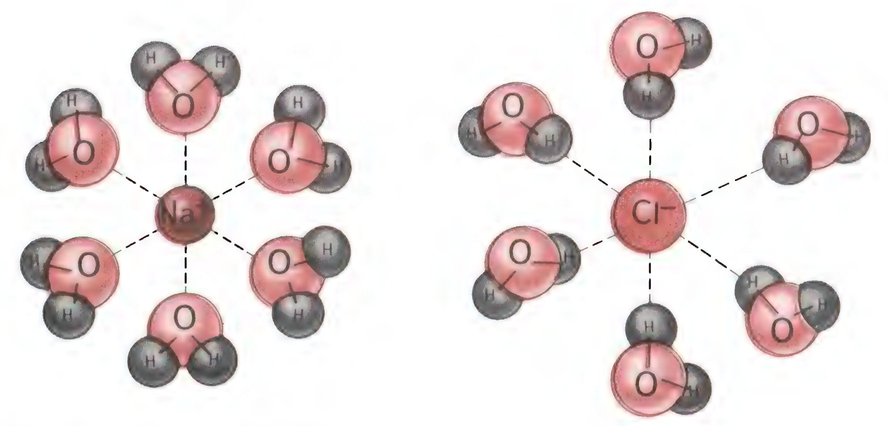


Рис. 61. Гидратированные ионы.

7. Приведите примеры использования воды в хозяйственной деятельности человека.

8. Расскажите о круговороте воды в природе.

9. Академик А. П. Карпинский назвал воду «самым полезным ископаемым». Прокомментируйте эти слова.

☐ Вылепите из пластилина шаростержневую модель молекулы воды.

§ 57. Вода — ионизирующий растворитель

Приведите определение: а) соли; б) кислоты; в) основания с точки зрения представления об электролитической диссоциации.

Вы знаете, что растворенные в воде соли, кислоты и основания подвергаются электролитической диссоциации. Чем это объясняется?

Рассмотрим электролитическую диссоциацию хлороводородной кислоты. При растворении в воде хлороводорода между молекулами HCl и H_2O возникают водородные связи:

$$\begin{array}{l} \quad\ \ \delta- \quad\ \ \delta+ \quad\ \ \delta- \quad\ \ \delta+ \\ H-\ddot{O}:\cdots H-\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:\cdots H-O \\ \quad\ \ | \qquad\qquad\qquad\qquad\ \ | \\ \quad\ \ H \qquad\qquad\qquad\qquad\ H \end{array}$$

Это приводит к ослаблению химической связи H — Cl и ее разрыву:

$$HCl = H^{+} + Cl^{-}$$

Понятно, что молекулы и ионы в растворе не свободны, а гидратированы — связаны с молекулами воды. Чтобы подчеркнуть это, уравнение электролитической диссоциации записывают следующим образом:

$$HCl \text{ (раствор)} \rightleftarrows H^+ \text{ (раствор) } Cl^- \text{ (раствор)}$$

$$HCl \rightleftarrows H^+ (р) + Cl^- (р)$$

Очевидно, чем больше ионов в растворе, тем выше электрическая проводимость раствора. Сравним электрическую проводимость растворов соляной и уксусной кислот одинаковой концентрации. Для этого воспользуемся знакомым вам прибором для изучения электрической проводимости растворов (см. рис. 26).

При погружении электродов в соляную кислоту лампочка загорается ярче, чем при погружении в раствор уксусной кислоты. Это позволяет сделать вывод: в растворе соляной кислоты ионов больше, чем в растворе уксусной кислоты (той же концентрации).

Иными словами, эти кислоты различаются степенью электролитической диссоциации.

Степень электролитической диссоциации α — это отношение количества вещества, распадающегося на ионы, к общему количеству растворенного вещества.

Вещества, степень электролитической диссоциации которых большая ($\alpha \approx 1$), называются *сильными электролитами,* а вещества, степень диссоциации которых мала,— *слабыми электролитами.* К сильным электролитам относятся вещества, состоящие из ионов, т. е. соли и щелочи. Среди кислот имеются как сильные электролиты, так и слабые электролиты.

Как показывает опыт, хлороводородная кислота распадается на ионы в большей степени, чем уксусная. Хлороводородная кислота — сильный электролит, а уксусная кислота — слабый электролит. В таких случаях говорят, что одна кислота сильнее другой: хлороводородная кислота сильнее, чем уксусная.

Отчего зависит сила кислот? Вы знаете, что кислоты — это электролиты, распадающиеся в растворе на ионы с образованием ионов водорода H^+. В растворе устанавливается равновесие, которое в общем виде можно записать:

$$HA(р) \rightleftarrows H^+(р) + A^-(р),$$

где A^- — анион кислоты (кислотный остаток).

Чем прочнее связь атома водорода с кислотным остатком H — A, тем труднее осуществляется разрыв этой связи, тем слабее кислота.

? 1. Объясните, почему в ряду HF — HCl — HBr — HI сила кислот возрастает.

2. Как вы думаете, какая из кислот сильнее: а) H_2CO_3 или HNO_3; б) H_2SO_4 или $HClO_4$? Ответ обоснуйте.

§ 58. Сила кислородсодержащих кислот

Нарисуйте или вылепите из пластилина модели кислотных остатков, имеющих форму: а) треугольника $ЭO_3^{q-}$; б) тетраэдра $ЭO_4^{q-}$; в) октаэдра $ЭO_6^{q-}$. Если это вас затруднит, обратитесь к рисункам 29 и 35.

Обратите внимание на таблицу 12. В ней приведены формулы кислородсодержащих кислот, отвечающих высшей степени окисления *p*-элементов. Отметьте, что кислотные остатки кислот элементов данного периода имеют одну и ту же форму. В ионах состава $ЭO_3^{q-}$ атомы кислорода координированы в вершинах треугольника, в центре которого располагается атом Э (см. рис. 29). В ионах состава $ЭO_4^{q-}$ атомы кислорода расположены в вершинах тетраэдра, а атом Э — в центре тетраэдра. Кислотные остатки состава $ЭO_6^{q-}$ имеют форму октаэдра (см. рис. 35), т. е. атомы кислорода располагаются в вершинах октаэдра, в центре которого располагается атом Э.

Отметьте также, что молекулы кислот элементов данного периода отличаются числом атомов водорода.

Обсудим силу кислот *p*-элементов 3-го периода.

Таблица 12

Кислородсодержащие кислоты *p*-элементов в высшей степени окисления

Периоды	Группы						Координационное число центрального атома[1]
	III	IV	V	VI	VII	VIII	
2	H_3BO_3	H_2CO_3	HNO_3				3
3		H_4SiO_4	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$		4
4		H_4GeO_4	H_3AsO_4	H_2SeO_4	$HBrO_4$		4
5			H_7SbO_6	H_6TeO_6	H_5IO_6	H_4XeO_6	6

Формулу кислородсодержащих кислот можно записать $ЭO_m(OH)_n$, имея в виду, что в их молекулах имеются связи HO—Э и Э═O:

H—O╲ ╱O—H H—O╲ ╱O—H H—O╲ ╱O H—O╲ ╱O
Si P S Cl
H—O╱ ╲O—H H—O╱ ╲O H—O╱ ╲O O╱ ╲O

H_4SiO_4
Тип кислоты
$Э(OH)_4$
($m=0, n=4$)

H_3PO_4
Тип кислоты
$ЭO(OH)_3$
($m=1, n=3$)

H_2SO_4
Тип кислоты
$ЭO_2(OH)_2$
($m=2, n=2$)

$HClO_4$
Тип кислоты
$ЭO_3(OH)$
($m=3, n=1$)

Как показывают исследования, сила кислот практически не зависит от числа *n* (числа OH-групп), но заметно возрастает

[1] Число атомов кислорода, связанных с центральным атомом в кислотном остатке.

с увеличением *m* (числа не связанных в ОН-группы атомов кислорода). По первой ступени ионизации кислоты типа $Э(OH)_n$ относятся к слабым кислотам, типа $ЭО(OH)_n$ — средней силы, типа $ЭО_2(OH)_n$ — сильным и типа $ЭО_3(OH)_n$ — к очень сильным.

Резкое возрастание силы кислот с увеличением *m* можно объяснить оттягиванием электронной плотности от связи Н — О на связь Э — О. В результате связь Н — О становится менее прочной и легче разрывается.

Рассмотрим ряд кислот: H_4SiO_4, H_3PO_4, H_2SO_4, $HClO_4$. Кремниевая кислота H_4SiO_4 относится к типу кислот $Э(OH)_n$ — это слабая кислота. Фосфорная кислота H_3PO_4 относится к кислотам типа $ЭО(OH)_n$, т. е. является кислотой средней силы.

К сильным кислотам относится серная кислота H_2SO_4 — кислота типа $ЭО_2(OH)_n$, а к очень сильным — хлорная кислота $HClO_4$ — кислота типа $ЭО_3(OH)_n$.

Среди оснований также имеются сильные и слабые электролиты. Как отмечалось, сильными основаниями являются щелочи, остальные относятся к электролитам слабым и средней силы.

? 1. Запишите в общем виде формулы следующих кислородсодержащих кислот и сделайте вывод, какая из них сильнее: а) H_2SO_3 или H_2SO_4; б) H_2SO_4 или H_6TeO_6; в) HNO_3 или HNO_2.

2. Как изменяется сила кислот в ряду H_3BO_3 — H_2CO_3 — HNO_3?

3. Приведите формулы кислородсодержащих кислот элементов 4-го периода в высшей степени окисления (табл. 12). Опишите их строение и способность к ионизации в растворе; сравните их силу.

4. Приведите уравнение диссоциации угольной кислоты по первой и второй ступени. По какой ступени степень диссоциации меньше и чем это объясняется?

§ 59. Гидролиз солей

1. Составьте уравнение диссоциации угольной кислоты по первой и второй ступеням. Почему по второй ступени степень диссоциации кислоты значительно меньше, чем по первой? 2. Составьте уравнение электролитической диссоциации гидроксида свинца. Почему по второй ступени степень диссоциации основания значительно меньше, чем по первой?

Проведем следующий опыт. Возьмем хлорид натрия NaCl, карбонат натрия Na_2CO_3, хлорид алюминия $AlCl_3$[1]. Растворим их в дистиллированной воде. Затем с помощью кислотно-оснóвных индикаторов проверим характер среды полученных растворов. Исследования показывают, что реакция среды раствора NaCl нейтральная, раствора Na_2CO_3 щелочная, а раствора $AlCl_3$ кислая. Это означает, что в растворе NaCl концентрация ионов H^+ и OH^- одинакова, в растворе Na_2CO_3 имеется избыток ионов OH^-, а в растворе $AlCl_3$ — избыток ионов H^+. Как объяснить, что в растворе соли появляется избыток ионов H^+ или OH^-?

---

[1] В виде кристаллогидратов $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ и $AlCl_3 \cdot 6H_2O$.

Выясним, почему раствор Na_2CO_3 имеет щелочную среду.

Как вам известно, вода хоть и незначительно, но диссоциирует на ионы и устанавливается равновесие:

$$HOH \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

Карбонат натрия Na_2CO_3 в растворе распадается на ионы:

$$Na_2CO_3 \rightleftarrows 2Na^+ + CO_3^{2-}$$

Столкновение ионов Na^+ и OH^- к образованию соединения не приводит. А вот при взаимодействии ионов H^+ и CO_3^{2-} образуется малодиссоциирующий гидрокарбонат-ион HCO_3^-. Вследствие связывания ионов H^+ в малодиссоциирующий продукт усиливается распад воды на ионы:

$$\begin{array}{r} CO_3^{2-} + H^+ \rightleftarrows HCO_3^- \\ HOH \rightleftarrows H^+ + OH^- \\ \hline CO_3^{2-} + HOH \rightleftarrows HCO_3^- + OH^- \end{array}$$

при этом раствор приобретает щелочную реакцию.

Взаимодействие ионов соли с водой, в результате которого образуются малодиссоциирующие соединения (ионы или молекулы), называют гидролизом соли (от греческих слов: «гидро» — вода, «лизис» — разложение, что означает «разложение водой»).

Аналогично соли Na_2CO_3 ведут себя при растворении все соли, образованные сильными основаниями и слабыми кислотами.

Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой, заключается в присоединении анионами кислотного остатка ионов водорода и накоплением в растворе гидроксид-ионов, образующихся при диссоциации воды.

Гидролиз карбоната натрия можно выразить уравнением реакции:

$$Na_2CO_3 + H_2O = NaHCO_3 + NaOH$$

Теперь выясним, почему раствор хлорида алюминия приобрел кислую реакцию среды. В растворе $AlCl_3$ диссоциирует на ионы:

$$AlCl_3 \rightleftarrows Al^{3+} + 3Cl^-$$

Столкновение ионов H^+ и Cl^- к образованию малодиссоциирующего соединения не приводит. Из имеющихся в растворе ионов малодиссоциирующий продукт образуют ионы Al^{3+} и OH^-. Связывание ионов OH^- в малодиссоциирующий ион $AlOH^{2+}$ вызывает дальнейший распад молекул воды на ионы:

$$\begin{array}{r} Al^{3+} + OH^- \rightleftarrows AlOH^{2+} \\ HOH \rightleftarrows H^+ + OH^- \\ \hline Al^{3+} + HOH \rightleftarrows AlOH^{2+} + H^+ \end{array}$$

Таким образом, в растворе хлорида алюминия осуществляется реакция, в результате которой появляется избыток ионов H^+, т. е. раствор приобретает кислую реакцию. Подобным образом ведут себя в растворах все соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой.

Гидролиз соли, образованный слабым основанием и сильной кислотой, заключается в присоединении катионами металла гидроксид-ионов и накоплением в растворе ионов водорода, образующихся при диссоциации воды.

Гидролиз хлорида алюминия можно выразить уравнением реакции:

$$AlCl_3 + H_2O \rightleftarrows AlOHCl_2 + HCl$$

Растворенный в воде хлорид натрия находится в виде ионов:

$$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$$

Столкновения ионов Na^+ и OH^-, ионов H^+ и Cl^- к образованию соединений не приводят, так как NaOH — сильное основание, а HCl — сильная кислота. Хлорид натрия гидролизу не подвергается. Подобным образом ведут себя все соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой.

Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергается.

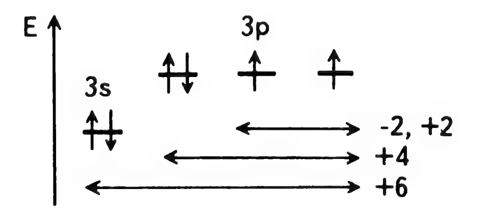
Как с точки зрения представления о химическом равновесии объяснить гидролиз солей? Составьте уравнения гидролиза: а) фосфата натрия; б) нитрата кальция; в) хлорида меди (II); г) сульфида натрия; д) сульфата железа (II). Объясните, почему происходит накопление в растворе ионов H^+ или OH^- при гидролизе соответствующих солей.

☐ Исследуйте реакцию растворов питьевой соды $NaHCO_3$, стиральной соды Na_2CO_3 и мыла. В качестве кислотно-основного индикатора используйте фенолфталеин (пурген). Объясните наблюдаемое, имея в виду, что мыло — это натриевая соль слабой органической кислоты.

§ 60. Сера

Ответьте на вопросы памятки к изучению химического элемента применительно к сере.

В зависимости от условий сера может проявлять следующие степени окисления:



По электроотрицательности сера уступает лишь галогенам, кислороду и азоту (см. приложение). Поэтому в соединениях с этими элементами она проявляет положительные степени окисления; в соединениях же с другими элементами — отрицательную

степень окисления. Наиболее типичны для нее высшая (+6) и низшая (−2) степени окисления.

В природе сера довольно распространена. Она встречается как в самородном состоянии, так и, главным образом, в виде соединений сульфидов (где $\overset{-2}{S}$) и сульфатов (где $\overset{+6}{S}$).

Это минералы: цинковая обманка ZnS, свинцовый блеск PbS, гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, глауберова соль $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$. Сера — необходимый для жизнедеятельности элемент, так как входит в состав белков. Соединения серы содержатся в каменном угле и нефти.

В обычных условиях сера представляет собой хрупкое вещество желтого цвета. Сера легко измельчается в порошок. В воде практически нерастворима, водой не смачивается. Плохо проводит теплоту и электрический ток. Плавится при температуре 119°C.

Сера проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства. В качестве окислителя она выступает при взаимодействии с металлами, водородом и некоторыми неметаллами. Вспомните реакцию серы с железом:

$$Fe + S = \underset{\text{Сульфид железа}}{FeS}, \ \Delta H < 0$$

Если коснуться смеси порошков серы и цинка раскаленной металлической палочкой, происходит ослепительная вспышка и образуется белый дым, состоящий из частичек сульфида цинка:

$$Zn + S = \underset{\text{Сульфид цинка}}{ZnS}, \ \Delta H < 0$$

В парах серы горит медь (рис. 62).

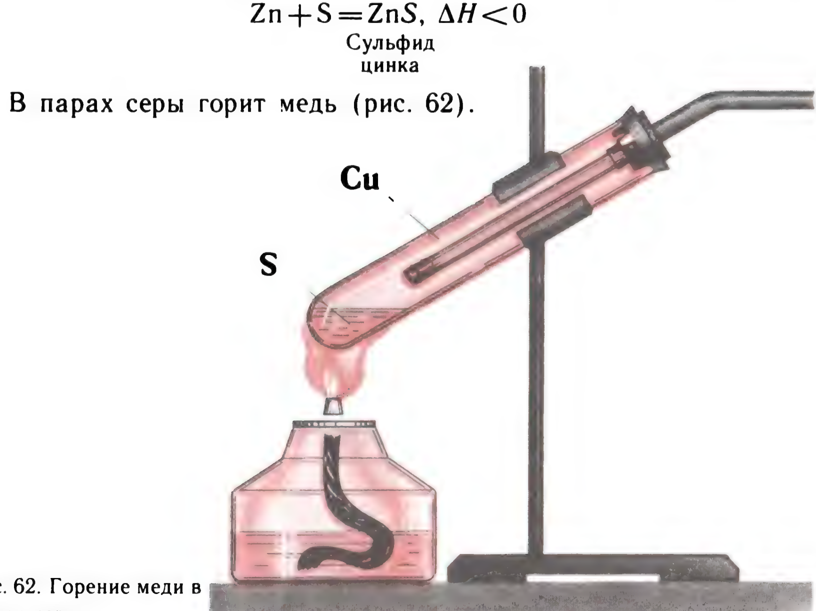


Рис. 62. Горение меди в парах серы.

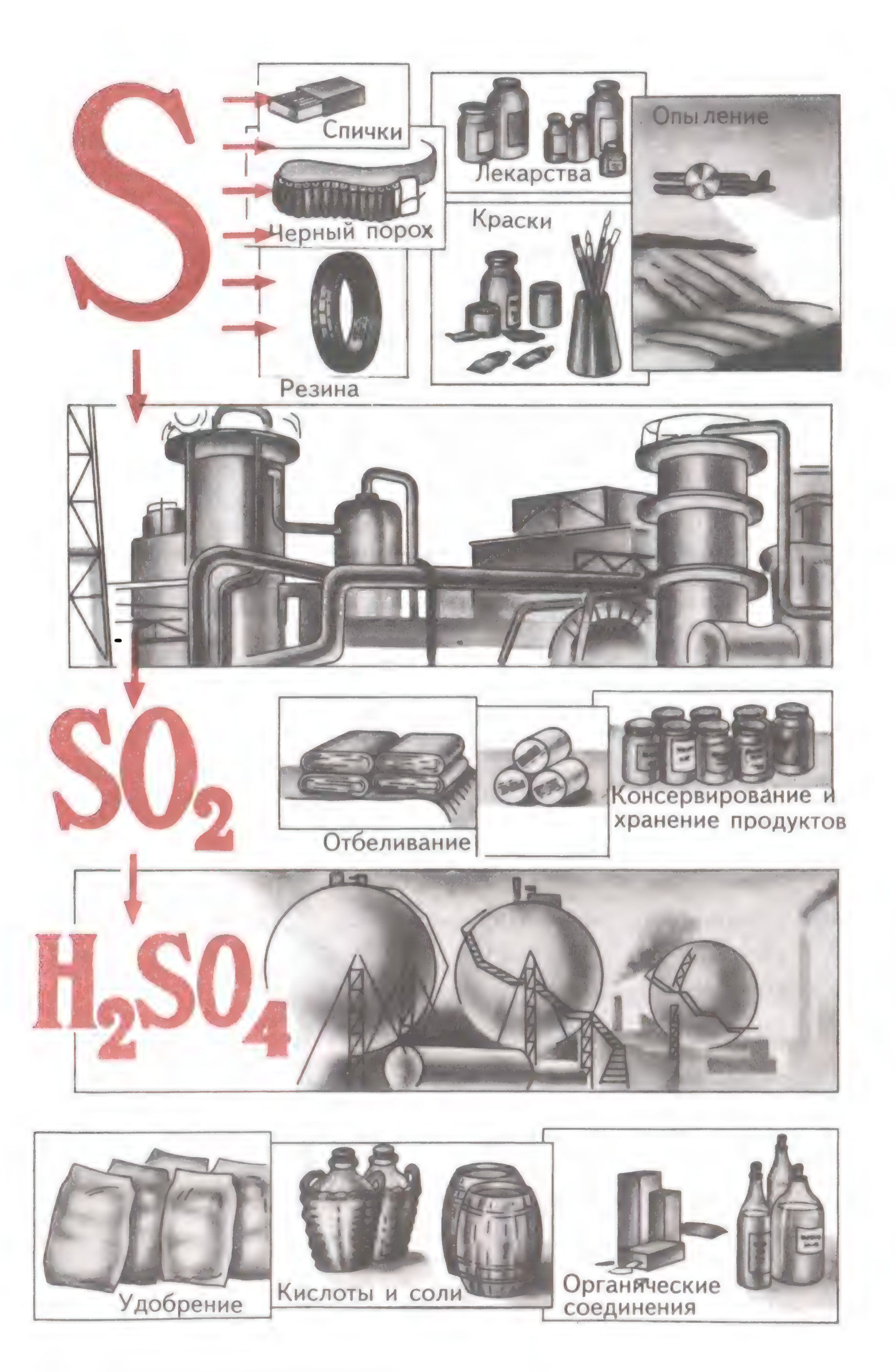


Рис. 63. Применение серы (схема).

Восстановительные свойства серы проявляются при взаимодействии с галогенами и кислородом. Вам известно, что сера горит в воздухе голубым, а в кислороде ярко-синим пламенем:

$$S + O_2 = SO_2, \ \Delta H < 0$$

Сера широко используется в промышленности и сельском хозяйстве (рис. 63). Около половины ее добычи расходуется для получения серной кислоты. Значительные количества серы используют в резиновой промышленности для превращения каучука в резину. Порошок серы применяют для борьбы с вредителями растений, ею опыляют листья хлопчатника и винограда. В медицине серу используют для приготовления различных мазей, а также прописывают серу при нарушении обмена веществ.

Как горючее вещество, сера входит в состав спичечных головок. Она применяется для изготовления черного (охотничьего) пороха.

? 1. Напишите уравнения реакций получения из простых веществ сульфидов, отвечающих высшей степени окисления элементов 3-го периода. Подберите коэффициенты в уравнениях на основании изменения степеней окисления элементов.

2. При образовании из простых веществ следующих оксидов и сульфидов выделяется теплота:

	ZnO	ZnS	FeO	FeS	H_2O	H_2S
ΔH, кДж/моль	−351	−205	−265	−100	−242	−21

Что можно сказать об окислительной активности кислорода и серы на основании этих данных?

3. Составьте уравнение окисления сульфида цинка с образованием оксида цинка и сернистого газа — оксида серы (IV).

§ 61. Сульфиды. Сероводород

1. Приведите формулы сульфидов элементов 2-го и 3-го периодов периодической системы Д. И. Менделеева. (При составлении формул не забудьте принять во внимание электроотрицательность элементов согласно таблице приложения.)
2. Нарисуйте схему перекрывания электронных облаков атомов серы и водорода в молекуле H_2S.

Отрицательную степень окисления −2 сера проявляет в соединениях с менее электроотрицательными, чем она сама, элементами. Подобные соединения, как вы знаете, называют *сульфидами*. По составу сульфиды аналогичны оксидам.

К сульфидам относится также соединение серы с водородом H_2S. Строение молекулы сероводорода аналогично строению молекулы воды

```
H—Ö:    H—S̈:
  |       |
  H       H
```

Различие в свойствах H_2O и H_2S обусловлено большим размером атома S по сравнению с атомом O. Поэтому связь H — S длиннее и слабее, чем связь H — O. Сероводород — соединение, менее устойчивое к нагреванию, чем вода.

В обычных условиях сероводород — газ. Он имеет неприятный запах. Запах сероводорода имеют тухлые яйца, так как сероводород образуется при разложении белка. Сероводород очень ядовит! Он разрушает гемоглобин крови — образуется сульфид железа. Поэтому длительное вдыхание сероводорода может привести к смертельному исходу.

Сероводород растворяется в воде. При растворении образуется сероводородная кислота, эта кислота очень слабая. Большинство ее солей — сульфидов нерастворимо в воде: их легко получить реакциями обмена между растворимыми солями, например:

$$Na_2S + Pb(NO_3)_2 = PbS\downarrow + 2NaNO_3$$
$$S^{2-} + Pb^{2+} = PbS\downarrow$$

или при пропускании через раствор соли сероводорода:

$$Pb(NO_3)_2 + H_2S = PbS\downarrow + 2HNO_3$$

Сульфид свинца PbS черного цвета; в воде и в кислотах практически не растворяется. Поэтому растворимые соли свинца являются реактивом на сероводород и растворы сульфидов. Для обнаружения газообразного сероводорода можно использовать бумагу, пропитанную растворимой солью свинца. Почернение бумаги доказывает присутствие сероводорода.

Как и вода, сероводород может быть получен при непосредственном взаимодействии простых веществ:

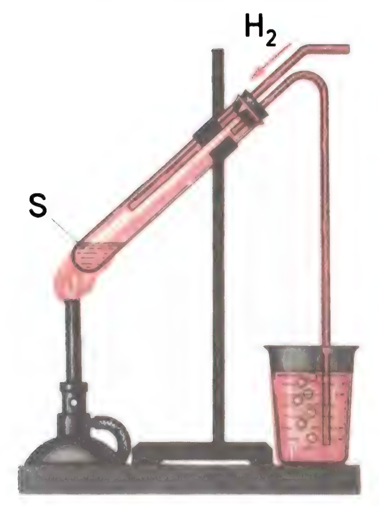


Рис. 64. Синтез сульфида водорода.

$$H_2 + S = H_2S,\ \Delta H < 0$$

Для этого водород пропускают над кипящей серой (рис. 64).

В лаборатории сероводород получают в аппарате Киппа реакцией между соляной кислотой и сульфидом железа:

$$FeS + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2S\uparrow$$

или

$$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S\uparrow$$

Поскольку степень окисления −2 — это низшая степень окисления серы, сероводород является восстановителем. Продукты его окисления — свободная сера или соединения с положительной степенью окисления серы. Так, будучи подожженным, сероводород горит в

кислороде или на воздухе. При этом происходит полное или неполное сгорание сероводорода. При полном сгорании образуется оксид серы (IV):

$$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O, \quad \Delta H < 0$$

При неполном сгорании (при недостатке кислорода) образуется сера.

$$2H_2S + O_2 = 2S + 2H_2O, \ \Delta H < 0$$

Если внести в пламя горящего сероводорода холодный предмет (например, колбу с холодной водой), то на его поверхности появляется налет серы в виде желтого пятна — *серный цвет* (рис. 65).



Рис. 65. Горение сульфида водорода.

В природе сероводород содержится в воде некоторых источников (например, на Кавказе знаменитый курорт Мацеста). Они применяются для лечебных целей в виде сероводородных ванн.

Сульфиды металлов, как указывалось, широко распространены в природе. Сульфидные руды цветных металлов в металлургии применяют для выплавки цветных металлов. Некоторые сульфиды являются сырьем в производстве серной кислоты и ее солей.

? 1. При стоянии на воздухе сероводородная вода постепенно мутнеет и перестает окрашивать лакмус в красный цвет. Чем это объясняется? Составьте уравнение реакции.

2. Сероводородная вода мутнеет при приливании к ней иодной воды. Составьте уравнение происходящей реакции.

3. Как получить сероводород, если имеется сера, железо и соляная кислота?

4. При получении некоторых металлов из сульфидных руд последние вначале подвергают обжигу, а полученный оксид металла восстанавливают углем. (Уголь при этом окисляется до CO.). Напишите уравнения реакций получения цинка из цинковой обманки ZnS.

5. Приведите примеры реакций, показывающих, что окислительные свойства у кислорода выражены сильнее, чем у серы.

□ Поместите яичный белок (немного отделите от желтка) в пробирку с прокаленной стиральной содой и нагрейте. Затем добавьте в пробирку 5—7 капель свинцовой примочки (продается в аптеке). Что наблюдаете? Объясните наблюдаемое.

§ 62. Оксид серы (VI). Сульфаты

1. Опишите свойства разбавленной серной кислоты как типичного представителя класса кислот, приведя уравнения: а) электролитической диссоциации; б) реакции с цинком; в) реакции с оксидом металла; г) реакции с гидроксидом металла. 2. Приведите примеры солей — сульфатов металлов: а) растворимых в воде; б) малорастворимых в воде; в) нерастворимых в воде и уравнения получения солей по реакции обмена.

Высшая степень окисления серы +6 проявляется в соединениях с кислородом и фтором, например:

SO_3	H_2SO_4	Na_2SO_4, $CaSO_4$
Оксид серы (VI)	Серная кислота	Соли — сульфаты

Оксид серы (VI) в больших количествах получают в технике окислением оксида серы (IV) в присутствии катализатора и достаточно сильном нагревании:

$$2SO_2+O_2\rightleftarrows 2SO_3,\ \Delta H<0$$

Исследуем окисление оксида серы (IV) без участия и с участием катализатора, пользуясь прибором, показанным на рисунке 66.

Об образовании SO_3 свидетельствует появление «тумана». Если пропустить смесь сернистого газа и воздуха через трубку в отсутствие катализатора, то как при комнатной температуре, так и при нагревании образования оксида серы (VI) — белого тумана — мы не наблюдаем. Таким образом, скорость окисления сернистого газа кислородом воздуха очень мала. Повторим опыт, поместив в трубку катализатор — кусочки оксида железа (III). При обычной температуре мы также не наблюдаем образования SO_3. При нагревании же до 500°C и выше реакция протекает, о чем свидетельствует появление белого тумана.

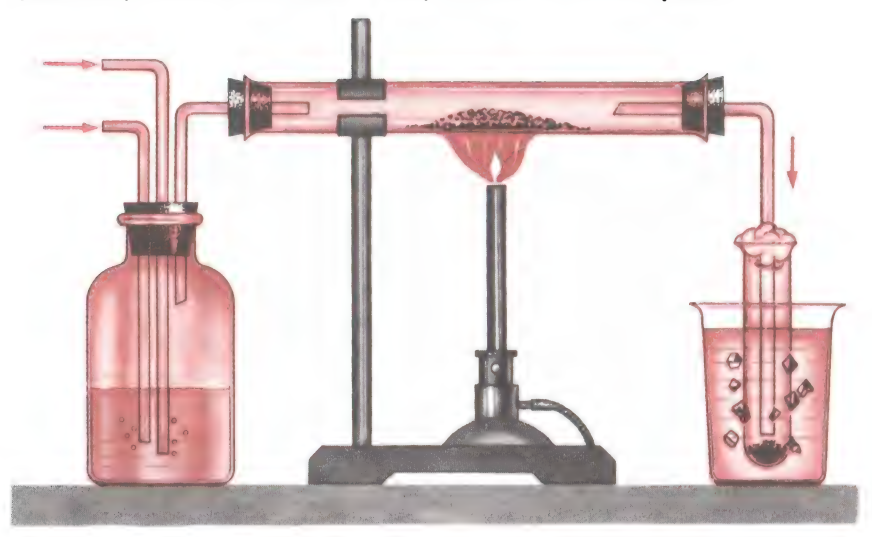


Рис. 66. Каталитическое окисление оксида серы (IV) кислородом.

Строение молекулы серной кислоты H_2SO_4 изображено на рисунке 67. Безводная (100%-ная) серная кислота — бесцветная маслянистая жидкость. Она почти в два раза тяжелее воды. При обычных температурах нелетуча.

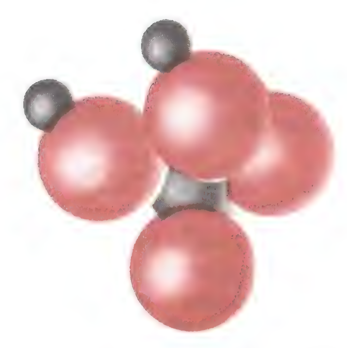


Рис. 67. Модель молекулы H_2SO_4.

Разбавленная серная кислота проявляет все свойства, характерные для кислот, в водных растворах диссоциирует ступенчато:

$$H_2SO_4 \rightleftarrows H^+ + HSO_4^-$$
$$HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-}$$

Поэтому при нейтрализации растворов H_2SO_4 образуются два ряда солей — сульфаты и гидросульфаты:

$$H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O$$
$$NaHSO_4 + NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$$

Большинство сульфатов хорошо растворимо в воде. Малорастворим сульфат кальция $CaSO_4$, еще менее — сульфат свинца $PbSO_4$ и практически нерастворим сульфат бария $BaSO_4$ (см. приложение).

Оксид серы (VI) и концентрированная серная кислота — сильные окислители, особенно при нагревании. Серная кислота при этом обычно восстанавливается до SO_2. Так, она окисляет иодид водорода:

$$2HI + H_2\overset{+6}{S}O_4 = \overset{0}{I}_2 + \overset{+4}{S}O_2 + 2H_2O$$
$$2\overset{-1}{I} \rightarrow \overset{0}{I}_2$$
$$\overset{+6}{S} \rightarrow \overset{+4}{S}$$

Концентрированная серная кислота окисляет многие металлы независимо от их положения в ряду активности. Так, при нагревании концентрированная серная кислота взаимодействует с медью:

$$Cu + \underset{\text{конц.}}{2H_2SO_4} = CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$
$$\overset{0}{Cu} \rightarrow \overset{+2}{Cu}$$
$$\overset{+6}{S} \rightarrow \overset{+4}{S}$$

Концентрированная серная кислота (массовая доля более 75%) не действует на железо. Это позволяет ее хранить и перевозить в стальных цистернах.

Уравновесим на весах стаканчик с концентрированной серной кислотой. Рядом с весами поставим фарфоровую чашку с водой. Через некоторое время можно заметить, что равновесие весов нарушилось. Масса стаканчика с серной кислотой оказывается большей, чем масса разновесов. Концентрированная серная кислота поглощает водяные пары. Это объясняется тем, что с водой H_2SO_4 образует устойчивые гидраты, например: $H_2SO_4 \cdot H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 4H_2O$ и др.

Концентрированная серная кислота энергично взаимодействует с водой. На способности поглощать водяные пары основано ее применение для сушки газов. Она обугливает бумагу, древесину. Это легко обнаружить, если нанести кислоту на бумагу.

При разбавлении концентрированной серной кислоты выделяется большое количество теплоты. Поэтому смешивать концентрированную кислоту с водой следует с большой осторожностью: надо вливать серную кислоту в воду, а не наоборот. Если вливать воду в серную кислоту, то часть воды за счет выделения теплоты может нагреться до кипения. Кислота начнет разбрызгиваться и может попасть на кожу, в глаза.

Концентрированная серная кислота вызывает ожоги. Поэтому попавшую на кожу или ткань кислоту необходимо тотчас стряхнуть, смыть большим количеством воды, а затем раствором питьевой соды и вновь смыть водой.

?

1. Приведите примеры реакций разбавленной серной кислоты с: а) металлами; б) оксидами металлов.

2. Составьте уравнения реакций концентрированной серной кислоты с цинком, имея в виду образование сульфата цинка (II) и: а) SO_2; б) S; в) H_2S.

3. Можно ли сушить концентрированной серной кислотой газы: а) сероводород; б) кислород; в) сернистый газ? Ответ мотивируйте.

4. Известно, что в процессе реакции

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3, \ \Delta H < 0, \ \Delta S < 0$$

при 400°C окисляется максимально 99,2% оксида серы (IV), при 500°C — 93,5%, при 600°C — 73,0%, а при 1000°C — только 5%. Сколько бы времени не происходила реакция, в газовой смеси всегда содержится непрореагировавший оксид серы (IV). Чем это объясняется? Как температурные условия — нагревание или охлаждение — влияют на образование оксида серы (VI) и чем это объясняется?

При ответе учтите влияние энергетического и энтропийного факторов на направление обратимой реакции.

5. Какой объем 96%-ной серной кислоты ($\rho = 1{,}84$ г/см^3) надо взять, чтобы приготовить 1 л 25%-ной «аккумуляторной» серной кислоты ($\rho = 1{,}18$ г/см^3)?

6. Как вы думаете, почему кислород и сера — диэлектрики, селен и теллур — полупроводники, а полоний — металл?

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ 16

Сера и ее соединения

Опыт 1. Прилейте к раствору сульфида натрия хлорной воды. Объясните наблюдаемое. Составьте уравнение реакции.

Опыт 2. Внесите в пламя горелки кусочек пирита FeS_2, держа его щипцами. Что вы наблюдаете? Составьте уравнение реакции, имея в виду, что один из продуктов реакции — оксид железа (III).

Опыт 3. Определите с помощью характерных реакций, являются ли выданные вам соли сульфатом или сульфидом.

Опыт 4. В пробирку с водой осторожно внесите с помощью стеклянной палочки несколько капель концентрированной серной кислоты. Обратите внимание на тепловой эффект растворения. Объясните наблюдаемое.

Опыт 5. В две пробирки положите по 1 грануле цинка. В одну из пробирок прилейте разбавленную, а в другую — концентрированную серную кислоту. Что происходит? Если реакция не наблюдается, пробирку очень осторожно слегка нагрейте. Объясните наблюдаемое.

Опыт 6. С помощью качественных реакций определите, в какой из двух пробирок находится соляная, а в какой — серная разбавленная кислота.

§ 63. Производство серной кислоты

Составьте уравнения реакций следующих превращений:

$$S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$$

Серная кислота — один из важнейших продуктов химической промышленности. Она используется для производства удобрений, очистки нефтепродуктов, в производстве солей и кислот. Большое значение имеет серная кислота в органическом синтезе.

Как получают серную кислоту? Вы знаете, что она образуется при взаимодействии оксида серы (VI) с водой. В свою очередь, оксид серы (VI) получают окислением серы (IV) в присутствии катализатора. А как получают оксид серы (IV)? В промышленности его получают сжиганием серы или обжигом сульфидов металлов.

Поэтому производство серной кислоты складывается из следующих стадий: 1) получение оксида серы (IV); 2) окисление оксида серы (IV) в оксид серы (VI); 3) образование серной кислоты из оксида серы (VI). Схема производства серной кислоты приведена на рисунке 68.

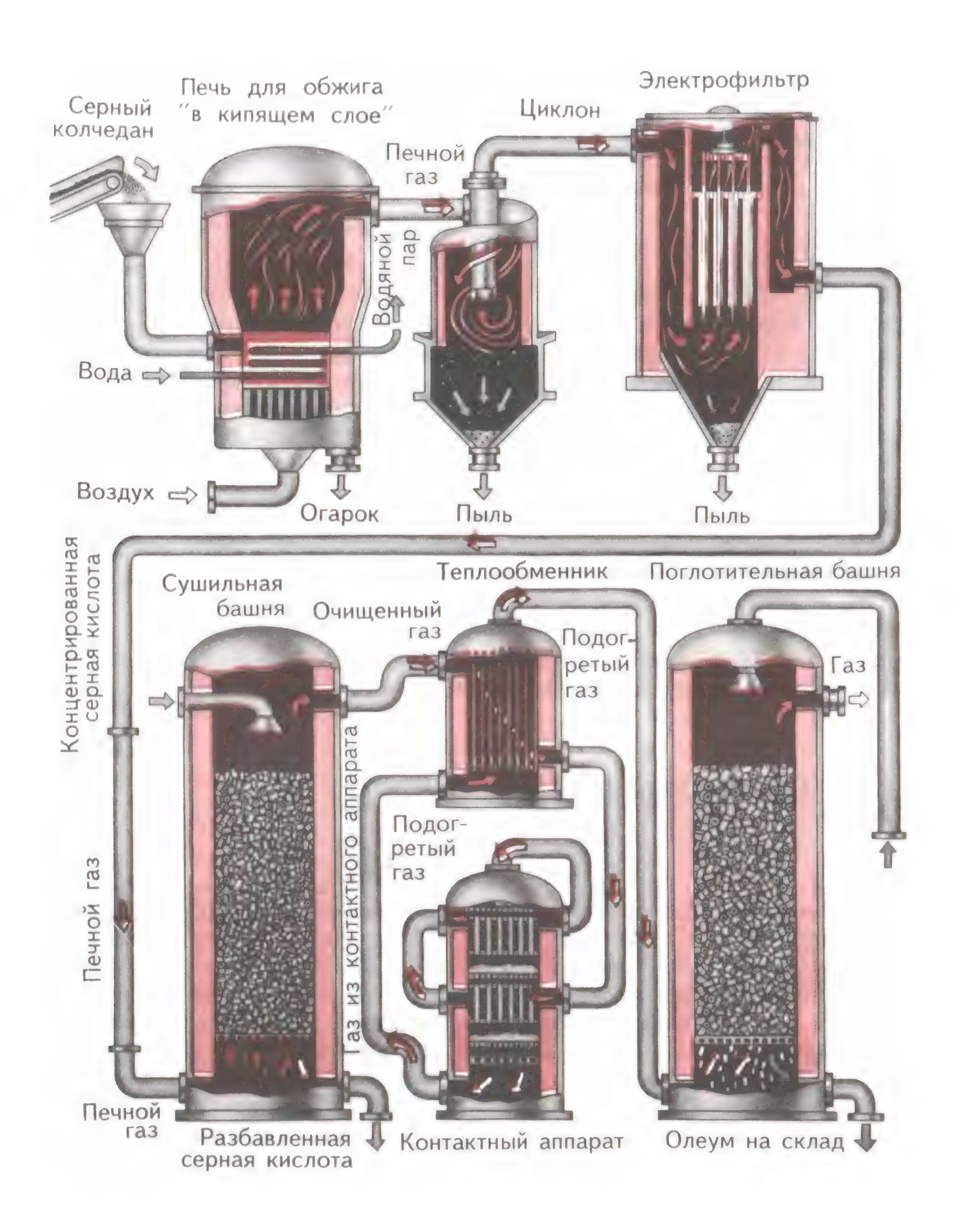


Рис. 68. Схема производства серной кислоты.

ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДА СЕРЫ (IV)

1. Составьте уравнение реакции обжига FeS_2. 2. Какие реакции называются гетерогенными и от каких факторов зависит их скорость? 3. Предложите приемы для ускорения обжига FeS_2 и использования выделяющейся при этом теплоты.

Сырьем для получения оксида серы (IV) в основном является серный колчедан FeS_2 (пирит), а также сера. Серный колчедан обжигают·

$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2,\ \Delta H < 0$$

$$\left.\begin{array}{l} \overset{+2}{Fe} \rightarrow \overset{+3}{Fe} \\ 2\overset{-1}{S} \rightarrow 2\overset{+4}{S} \end{array}\right\} \; 11 \;\; \begin{array}{|l} 4 \\ \\ 11 \end{array}$$

$$\overset{0}{O_2} \rightarrow 2\overset{-2}{O}$$

$$4\overset{+2}{Fe} + 8\overset{-1}{S} + 11\overset{0}{O_2} = 4\overset{+3}{Fe} + 8\overset{+4}{S} + 22\overset{-2}{O}$$

Обжиг колчедана — процесс гетерогенный. Следовательно, скорость сгорания FeS_2 зависит от величины поверхности соприкосновения кислорода воздуха с частицами колчедана. Поэтому перед обжигом колчедан размалывают. Обжиг производят в особых печах. Процесс проводят методом так называемого «кипящего слоя». Для этого размолотый колчедан снизу по многочисленным трубам продувают сильной струей воздуха. Частицы колчедана оказываются во взвешенном состоянии. Их состояние напоминает кипящую жидкость, отсюда и происходит название «метод кипящего слоя». Образующийся сернистый газ выводится из сферы реакции, процесс происходит необратимо. (Температура в кипящем слое поддерживается на уровне 900°C.)

В обжиговую печь колчедан подается ленточным транспортером через бункер. Образующийся в процессе реакции огарок удаляется снизу печи.

В процессе окисления колчедана выделяется большое количество теплоты. Очевидно, экономически целесообразно эту теплоту использовать, например, для производства водяного пара. Поэтому в печах для обжига колчедана установлены трубки парового котла. В трубки подается холодная вода, а образующийся в результате ее нагревания пар отводится для получения электроэнергии или других целей.

ОКИСЛЕНИЕ ОКСИДА СЕРЫ (IV) В ОКСИД СЕРЫ (VI)

1. Почему реакция окисления сернистого газа:

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3,\ \Delta H < 0,\ \Delta S < 0$$

обратима? Какие нужны условия, чтобы сместить равновесие в этой системе в сторону образования SO_3?

2. Как достигают ускорения химической реакции? 3. Предложите инженерное решение проблемы нагревания одного газа за счет охлаждения другого, не допуская при этом их смешивания.

Окисление оксида серы (IV) в оксид серы (VI) — процесс экзотермический; сопровождается уменьшением энтропии.

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3,\ \Delta H < 0,\ \Delta S < 0$$

Поэтому этот процесс обратим.

Для смещения химического равновесия в сторону образования оксида серы (VI) выгодно вести процесс при возможно более низкой температуре. Однако при низких температурах скорость процесса ничтожно мала. Таким образом, мы сталкиваемся с прямо противоположным действием температурного фактора. При каких же условиях нужно проводить процесс? Очевидно, прежде всего нужно найти такой катализатор, который ускорял бы химическую реакцию при возможно более низкой температуре. В результате целеустремленного поиска был создан катализатор на основе оксида ванадия (V) V_2O_5. Этот катализатор достаточно активен при 400°С.

Здесь нам нужно отметить еще одну особенность катализаторов. Они очень чувствительны к присутствию некоторых веществ, являющихся *каталитическими ядами*. В присутствии последних активность катализаторов резко снижается. Поэтому одной из наиболее трудоемких и ответственных операций в производстве серной кислоты является очистка газовой смеси, полученной при обжиге колчедана. Вначале из смеси удаляют пыль, а затем промыванием газа водой и концентрированной серной кислотой удаляют вещества, которые являются каталитическими ядами. При этих операциях обжиговый газ охлаждается. Поэтому очищенный газ далее подается в теплообменник для подогрева.

Окисление SO_2 в SO_3 осуществляется в контактном аппарате. Для проведения этого процесса необходимо создать условия для лучшего контакта газа с катализатором и поддерживать оптимальную температуру. Поскольку при окислении выделяется большое количество теплоты, температура газа и катализатора повышается. Чтобы поддерживать оптимальные температурные условия, контакт газа с катализатором проводят в несколько стадий. Для этого в контактном аппарате катализатор размещают слоями на специальных решетках. Между слоями катализатора располагают трубки теплообменника. По трубкам теплообменника подается обжиговый газ для дальнейшего подогрева. После каждой стадии контакта с катализатором газ омывает трубки теплообменника. При этом одновременно решается проблема нагревания обжигового газа и охлаждение до необходимой температуры контактируемого газа. Указанный принцип использования теплоты реакции — принцип теплообмена — широко применяется в хими-

ческой технологии, так как позволяет экономить топливо и поддерживать оптимальную температуру в системе.

Таким же образом выходящий из контактного аппарата газ направляется в трубки теплообменника и отдает теплоту очищенному обжиговому газу, проходящему в межтрубном пространстве.

ОБРАЗОВАНИЕ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ ИЗ ОКСИДА СЕРЫ (VI)

1. Как обеспечить наибольшую степень экзотермического процесса растворения газа в жидкости? 2. Как вы понимаете «принцип противотока», используемый в химическом производстве?

Охлажденная в теплообменнике газовая смесь подается в поглотительные башни, в которых оксид серы (VI) поглощается концентрированной серной кислотой. При этом образуется *олеум*. Олеум представляет собой серную кислоту, в которой растворен оксид серы (VI) $H_2SO_4 \cdot nSO_3$.

Для поглощения SO_3 воду не применяют. За счет выделяющейся теплоты вода превращается в пар, с которым SO_3 образует пар H_2SO_4 в виде тумана. По этой же причине не используют и разбавленную серную кислоту.

Поглощение SO_3 серной кислотой — процесс гетерогенный, и его скорость зависит от поверхности соприкосновения газа и жидкости. Для создания большой поверхности соприкосновения поглотительные башни наполняют насадкой — кольцами из кислотоупорной керамики. Кислота стекает сверху, омывая большое число колец; тем самым создаются условия эффективного соприкосновения газа, подаваемого в башни снизу.

Полученный олеум идет на склад готовой продукции. Часть олеума разбавляют водой до 98%-ной серной кислоты и используют для орошения в поглотительной башне.

? 1. Какие методы применяются для ускорения процессов: а) взаимодействия твердого вещества с газом; б) растворения газа в жидкости?

2. Как осуществляется принцип противотока при: а) теплообмене; б) растворении газов в жидкостях?

3. В некоторых производствах отходом является сероводород. Предложите схему производства серной кислоты, используя в качестве сырья сероводород.

§ 64. Химическая технология

Химическая технология[1] — это наука о методах и средствах рациональной химической переработки природного сырья в продукты потребления.

Научную основу химического производства составляет учение о химическом процессе. Так, вы знаете, что для получения серной

[1] «Технология» по-гречески — наука о ремеслах.

кислоты надо провести следующие химические превращения: получение и очистка оксида серы (IV), окисление его в оксид серы (VI) и образование из оксида серы (VI) серной кислоты. Каждый из процессов осуществляется в определенных условиях. Для их проведения при оптимальных условиях применяются соответствующие реакторы и аппараты. Оптимальный режим в них поддерживается за счет автоматизации контроля и управления технологическими процессами.

Совокупность аппаратов и реакторов, в которых осуществляются химико-технологические процессы, составляет *технологическую схему производства.*

Химическая технология подразделяется на технологию неорганических веществ и технологию органических веществ. Неорганическая химическая технология включает производство кислот, щелочей, солей, минеральных удобрений. Органическая технология — это производство синтетического каучука, пластмасс, красителей, лекарств и многого другого.

Химическая технология — научная основа не только химической, нефтехимической, коксохимической, но и целлюлозно-бумажной, пищевой промышленности, черной и цветной металлургии, промышленности строительных материалов и многих других отраслей хозяйственной деятельности человека.

Химическое производство веществ и материалов определяет состояние и развитие машиностроения, энергетики, строительства, сельского хозяйства, здравоохранения, обеспечения человека питанием и др.

Особо велика роль химической технологии в решении экологических проблем, в частности использования промышленных и бытовых отходов. Д. И. Менделеев считал, что любые отходы могут быть использованы как сырье для получения других химических продуктов. А пока же отходы имеются почти в любом производстве. Особенно большой вред состоянию природы наносят тепловые электростанции, предприятия горнодобывающей промышленности, металлургии. Выбрасываемые предприятиями ядовитые, загрязняющие атмосферу, воду и почву отходы часто содержат ценные вещества.

Сегодня важнейшей задачей химической технологии является создание производств без отходов. Это возможно при комплексном использовании сырья.

Так, в металлургии многие металлы получают из сульфидных руд. Одной из стадий производства является обжиг сульфидной руды. При этом образуется оксид серы (IV). Выброс в атмосферу сернистого газа приносит значительный вред окружающей среде. Для использования этого ценного отхода рядом с металлургическими предприятиями строят сернокислотные заводы.

Значительно труднее утилизировать сернистый газ, который образуется при сжигании топлива. При колоссальных масштабах сжигания топлива эта задача приобретает огромную важность.

Одним из вариантов решения проблем является очистка топлива от соединений серы до его сжигания. Приведем пример. Природный газ, который добывают вблизи Астрахани, содержит большое количество сероводорода. Чтобы очистить природный газ от этого ядовитого компонента, сероводород превращают в серу. Тем самым из топлива удаляется соединение серы и, кроме того, производится сера — ценный продукт химической технологии (см. рис. 63).

Химические заводы ближайшего будущего — это заводы-автоматы, работающие без отходов и полностью перерабатывающие сырье в продукты. Создание таких производств — один из путей решения проблемы охраны окружающей среды, гармонии деятельности человека и природы.

? 1. Приведите примеры веществ, широко применяемых в народном хозяйстве, которые получены химическим способом. Расскажите об известном вам применении этих веществ.

2. Вспомните производство серной кислоты, ответив на вопросы применительно к каждой из стадий производства серной кислоты: а) Какое сырье используют в производстве и как достигаются оптимальные условия его переработки? б) Каковы оптимальные условия окисления оксида серы (IV) в оксид серы (VI) и как они поддерживаются в условиях производства? в) Как обеспечивается оптимальное превращение оксида серы (VI) в серную кислоту (олеум) и как используется теплота реакции? г) Какие аппараты обеспечивают соблюдение оптимального режима производства?

3. Прокомментируйте слова академика А. Е. Ферсмана о значении комплексного использования сырья: «Комплексная идея есть идея в корне экономическая, создающая максимальные ценности с наименьшей затратой средств и энергии, но это идея не только сегодняшнего дня, это идея охраны наших природных богатств от их хищнического расточения, идея использования сырья до конца, идея возможного сохранения наших природных запасов на будущее».

ПРИЛОЖЕНИЯ

Основы техники лабораторных работ и техники безопасности

Обращение с лабораторным штативом. Лабораторный штатив (рис. 69) предназначен для крепления приборов при проведении опытов. Штатив состоит из металлического стержня и чугунной подставки. На стержне крепятся кольца и лапки. Для этого используются зажимы, которые снабжены двумя винтами. Один из них служит для крепления зажима к стержню, а другой — для крепления к стержню лапки или кольца.

Лапка снабжена винтом, чтобы крепить пробирку или колбу (рис. 70). Для этого нужно ослабить винт, ввести в лапку пробирку или горлышко колбы. Закручивать винт надо осторожно, чтобы пробирка не лопнула. Обычно зажимают пробирку около ее отверстия. Это позволяет ее нагревать по всей длине.

Нагревание. Нагревание в лаборатории осуществляется с помощью горелки, спиртовки или электронагревателя.

Спиртовка состоит из склянки, фитиля, укрепленного в металлическую трубку с диском, и колпачка (рис. 71). Для заправления спиртовки в склянку через воронку наливают спирт до 2/3 ее объема. Чтобы зажечь спиртовку, к фитилю надо поднести горящую спичку или лучинку. Нельзя зажигать спиртовку от другой спиртовки! Это может вызвать пожар. Пожар может возникнуть также, если дуть на спиртовку, чтобы ее

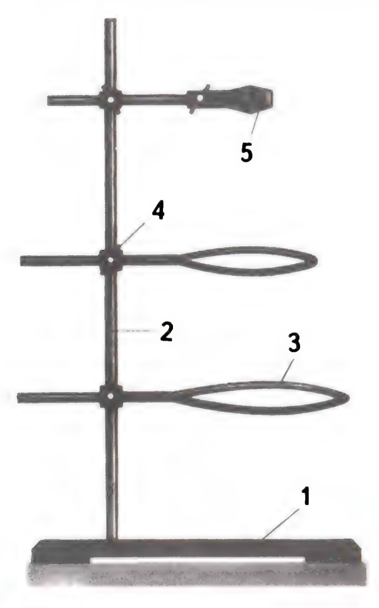
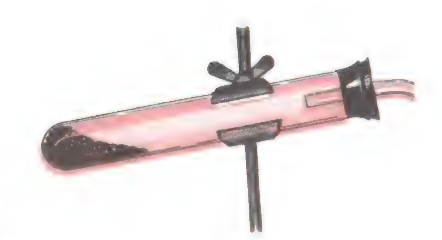
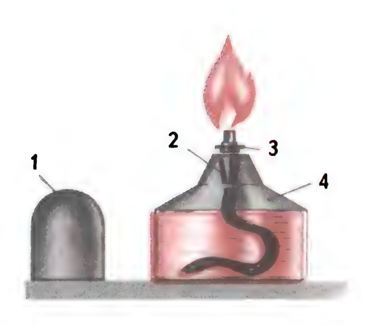


Рис. 69. Лабораторный штатив:
1 — подставка; *2* — стержень; *3* — кольцо; *4* — винт; *5* — лапка.

Рис. 70. Крепление пробирки в лапке штатива.





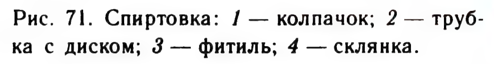

Рис. 71. Спиртовка: *1* — колпачок; *2* — трубка с диском; *3* — фитиль; *4* — склянка.


Рис. 72. Тушение загоревшегося спирта.

загасить. Для этого достаточно накрыть спиртовку колпачком. Когда спиртовку не используют, ее следует накрыть колпачком, чтобы спирт не испарялся.

Если произошло загорание, то, чтобы погасить огонь, надо горящий предмет чем-нибудь накрыть (рис. 72), засыпать песком, залить водой или пеной из огнетушителя. Огонь гаснет, так как прекращается доступ кислорода.

На рисунке 73 показаны газовые горелки. Они могут быть разными по устройству, но принцип их действия одинаков. Газ подается через отводную трубку в подставке горелки. Газ смешивается с воздухом и выходит из трубки. Для регулирования подачи

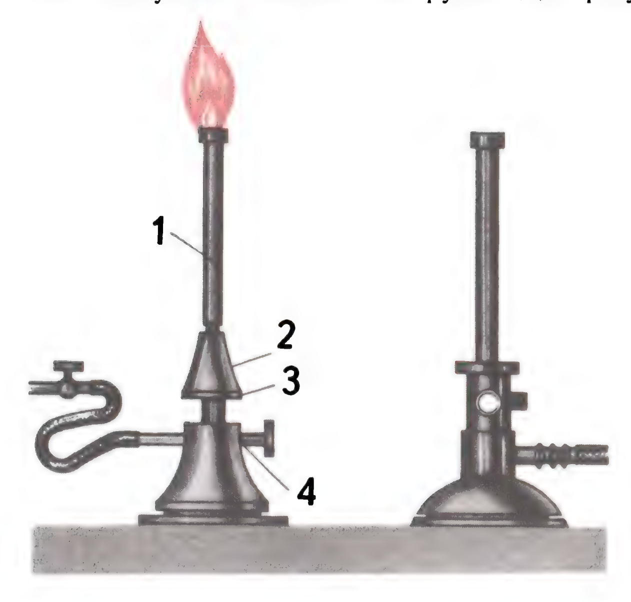


Рис. 73. Газовые горелки: *1* — трубка; *2* — смеситель; *3* — кольцо; *4* — винт.

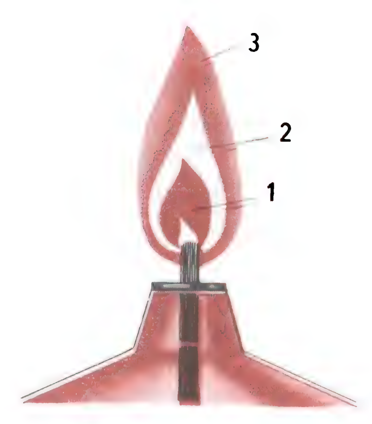


Рис. 74. Структура пламени: *1* — менее горячая часть пламени; *2* — горячая; *3* — самая горячая.



Рис. 75. Прием исследования газа.

газа и воздуха на одном из типов горелок имеется винт и кольцо, вывинчиванием которого регулируется подача воздуха.

Для зажигания горелки нужно зажечь спичку (лучинку), открыть газовый кран и поднести горящую спичку к отверстию горелки (огонь нужно подносить сбоку, иначе ток газа может его погасить). Регулируя подачу воздуха, надо стремиться, чтобы пламя горелки было несветящимся (газ сгорал полностью). Чтобы погасить горелку, достаточно закрыть газовый кран.

Следите, чтобы газовые краны всегда были закрыты, когда газом не пользуются!

Пламя горелки, свечи, спиртовки неоднородно (рис. 74). Внутри оно темное, менее горячее. По краям и сверху пламя яркое, очень горячее. Поэтому именно в верхней части пламени следует вести нагревание.

На открытом пламени нагревают только посуду из тонкого химического стекла. Так нагревают пробирки. Чтобы пробирка не лопнула, сначала надо ее прогреть по всей длине, проводя по ней пламенем.

Стаканы, колбы нагревают, поставив на сетку.

Обращение с реактивами. Для проведения опытов вам придется использовать разные вещества — реактивы. Их хранят в банках с пробками, а растворы — в закрытых склянках. На каждом сосуде, в котором хранится реактив, имеется соответствующая надпись. Без нее реактивы можно перепутать и испортить намеченное исследование.

Вещества нельзя пробовать на вкус! Для выяснения запаха вещества надо нюхать осторожно! Ладонью руки сделайте легкое движение от отверстия сосуда, в котором хранится вещество,

к носу (рис. 75). Вдыхание большой порции паров вещества может вызвать сильное раздражение дыхательных путей.

Рассыпанные реактивы нельзя всыпать обратно в склянку, из которой они просыпаны.

Нужно соблюдать особую осторожность при работе с кислотами и щелочами. При попадании на кожу кислоту, щелочь или другое едкое вещество следует смыть сильной струей воды. Разлитую кислоту надо засыпать содой или залить ее раствором соды.

При работе с огнеопасными, взрывоопасными веществами следует надевать очки.

Таблица 1

Названия, химические знаки и относительная атомная масса (округленно) некоторых химических элементов

Русское название	Латинское название	Знак	Произношение	Относительная атомная масса
Азот	Nitrogenium	N	Эн	14
Алюминий	Aluminium	Al	Алюминий	27
Барий	Barium	Ba	Барий	137
Бром	Bromum	Br	Бром	80
Водород	Hydrogenium	H	Аш	1
Железо	Ferrum	Fe	Феррум	56
Калий	Kalium	K	Калий	39
Иод	Iodum	I	Йод	127
Кальций	Calcium	Ca	Кальций	40
Кислород	Oxygenium	O	O	16
Кремний	Silicium	Si	Силициум	28
Магний	Magnesium	Mg	Магний	24
Медь	Cuprum	Cu	Купрум	64
Натрий	Natrium	Na	Натрий	23
Никель	Niccolum	Ni	Никель	59
Олово	Stannum	Sn	Станнум	119
Ртуть	Hydrargyrum	Hg	Гидраргирум	201
Свинец	Plumbum	Pb	Плюмбум	207
Сера	Sulfur	S	Эс	32
Серебро	Argentum	Ag	Аргентум	108
Углерод	Carboneum	C	Це	12
Фосфор	Phosphorus	P	Пэ	31
Фтор	Fluorum	F	Фтор	19
Хлор	Chlorum	Cl	Хлор	35,5
Цинк	Zincum	Zn	Цинк	65

Таблица 2

Электроотрицательность (ЭО) некоторых элементов[1]

Химический элемент	ЭО	Химический элемент	ЭО	Химический элемент	ЭО	Химический элемент	ЭО
Li	1,0	Na	0,9	K	0,8	Rb	0,8
Be	1,5	Mg	1,2	Ca	1,0	Sr	1,0
B	2,0	Al	1,5	Sc	1,3	Y	1,3
C	2,5	Si	1,8	Ge	1,7	Sn	1,7
N	3,0	P	2,1	As	2,0	Sb	1,8
O	3,5	S	2,5	Se	2,4	Te	2,1
F	4,0	Cl	3,0	Br	2,8	I	2,6

[1] Электроотрицательность лития принята за 1. По этой шкале ЭО водорода равна 2,1.

Таблица 3

Растворимость солей, кислот и оснований в воде

Ионы	H^+	K^+	Na^+	Ag^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}
OH^-		Р	Р	—	Р	М	М	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р		Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Н	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н	—	—
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	М	М	М	М	М	—	—	Н	М	—	—
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	—	Н	Р	Р	Р
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	—	—
SiO_4^{4-}	—	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	—	—
PO_4^{3-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н

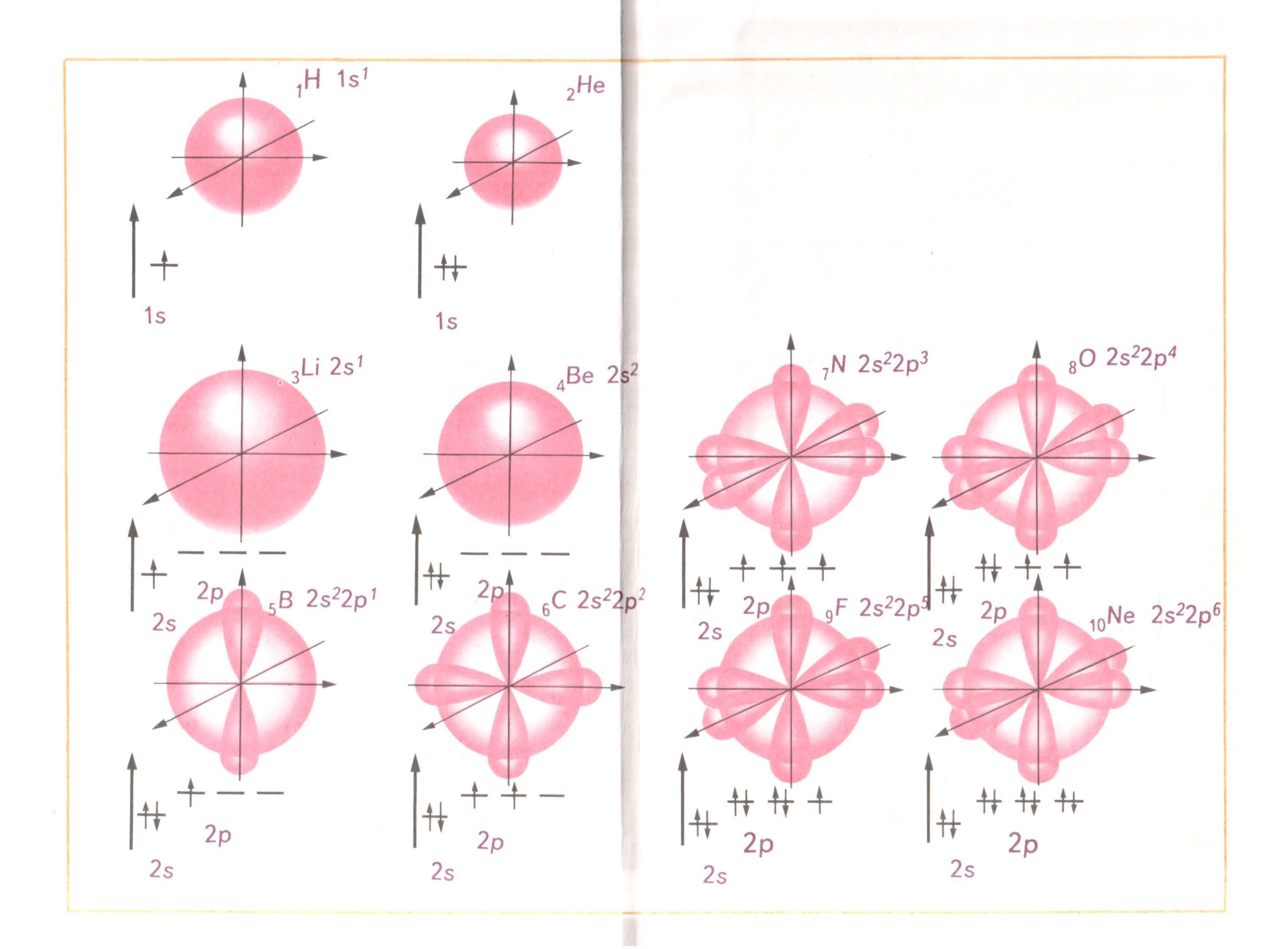
Р — растворимые (больше 10 г/л); М — малорастворимые (от 10 г/л до 0,01 г/л); Н — практически нерастворимые (меньше 0,01 г/л); черточка — разлагаются водой или не существуют.

Таблица 4

Радиус и энергия ионизации атомов некоторых элементов

Химический элемент	Радиус атома, нм	Процесс ионизации	Энергия ионизации атома, $\Delta H_{иониз}$, кДж/моль
H	0,053	$H \rightarrow H^{+}$	1318,2
Li	0,159	$Li \rightarrow Li^{+}$	520,2
Be	0,104	$Be \rightarrow Be^{2+}$	2656,6
Na	0,171	$Na \rightarrow Na^{+}$	495,8
Mg	0,128	$Mg \rightarrow Mg^{2+}$	2188,4
Al	0,131	$Al \rightarrow Al^{3+}$	5138,2
K	0,216	$K \rightarrow K^{+}$	418,8
Ca	0,169	$Ca \rightarrow Ca^{2+}$	1735,3
Cr	0,143	$Cr \rightarrow Cr^{3+}$	5234,7
Mn	0,128	$Mn \rightarrow Mn^{2+}$	2226,4
Fe	0,123	$Fe \rightarrow Fe^{2+}$	2323,0
		$Fe \rightarrow Fe^{3+}$	5274,0
Co	0,118	$Co \rightarrow Co^{2+}$	2405
Ni	0,114	$Ni \rightarrow Ni^{2+}$	2487,7
Cu	0,119	$Cu \rightarrow Cu^{2+}$	2710,1
Zn	0,107	$Zn \rightarrow Zn^{2+}$	2646,9
Rb	0,229	$Rb \rightarrow Rb^{+}$	403,0
Sr	0,184	$Sr \rightarrow Sr^{2+}$	1613,6
Ag	0,128	$Ag \rightarrow Ag^{+}$	731,0
Cd	0,118	$Cd \rightarrow Cd^{2+}$	2499,2
Sn	0,124	$Sn \rightarrow Sn^{2+}$	1419,7
Cs	0,252	$Cs \rightarrow Cs^{+}$	375,7
Ba	0,205	$Ba \rightarrow Ba^{2+}$	1468,0
Hg	0,113	$Hg \rightarrow Hg^{2+}$	2816,8
Pb	0,122	$Pb \rightarrow Pb^{2+}$	2166,0

Оглавление



$_1H$ $1s^1$
1s
$_2He$
1s
$_3Li$ $2s^1$
2p
2s
$_4Be$ $2s^2$
2p
2s
$_5B$ $2s^22p^1$
2p
2s
$_6C$ $2s^22p^2$
2p
2s
$_7N$ $2s^22p^3$
2p
2s
$_8O$ $2s^22p^4$
2p
2s
$_9F$ $2s^22p^5$
2p
2s
$_{10}Ne$ $2s^22p^6$
2p
2s

Новый курс для средней школы, отличающийся оригинальной авторской концепцией.

Методический аппарат позволяет преодолеть механическое заучивание учебного материала.

Полностью отвечает образовательным стандартам.

Входит в Федеральный комплект Министерства общего и профессионального образования Российской Федерации.

В комплект данного курса входят:

✔ Учебник (Химия 8)
Автор **Н. С. Ахметов**

Рабочая тетрадь
Автор **Н. С. Ахметов**

Карточки-задания
по неорганической химии
Авторы:
Л. Г. Катаева, Т. К. Толкачева

• Просвещение •